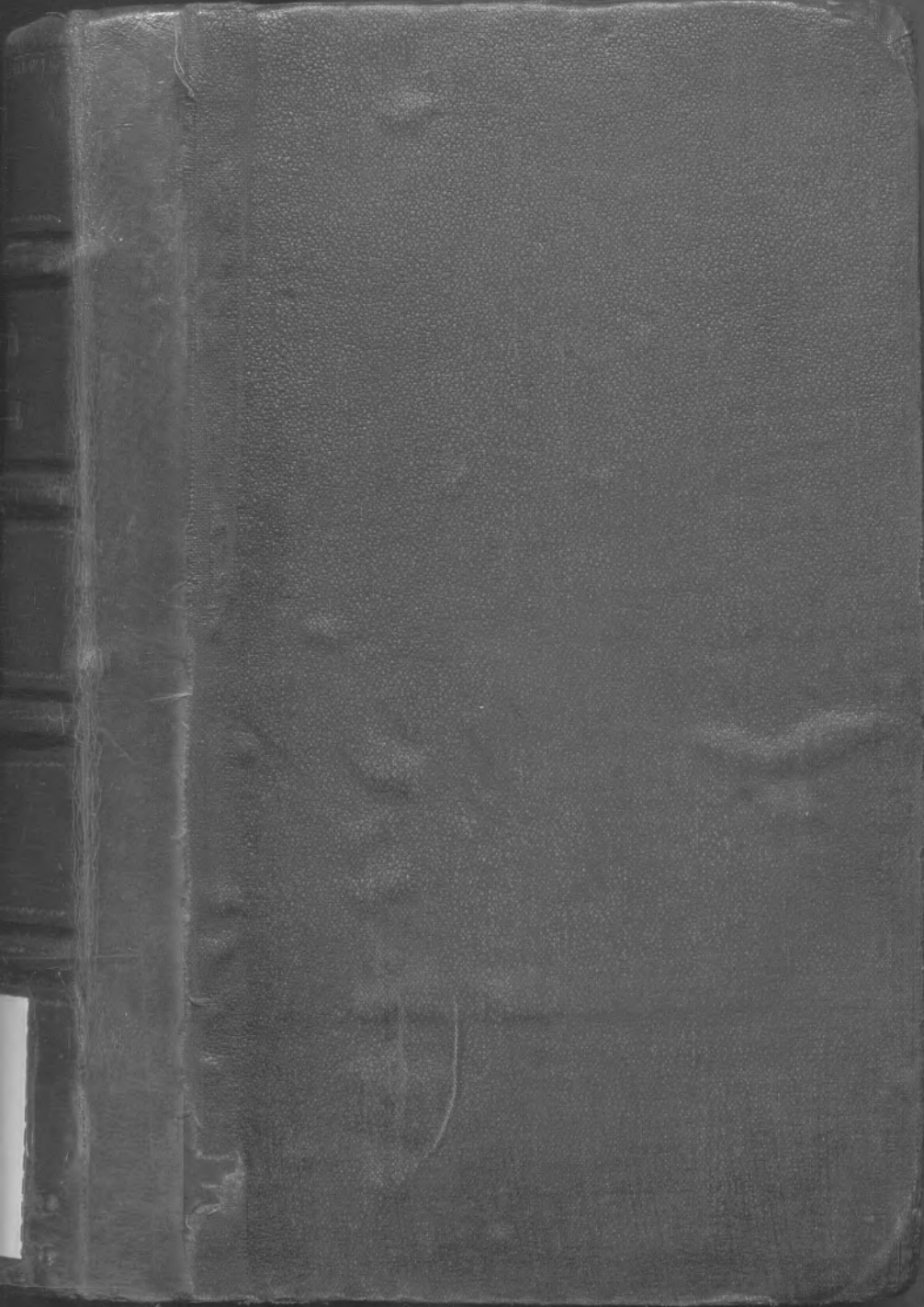
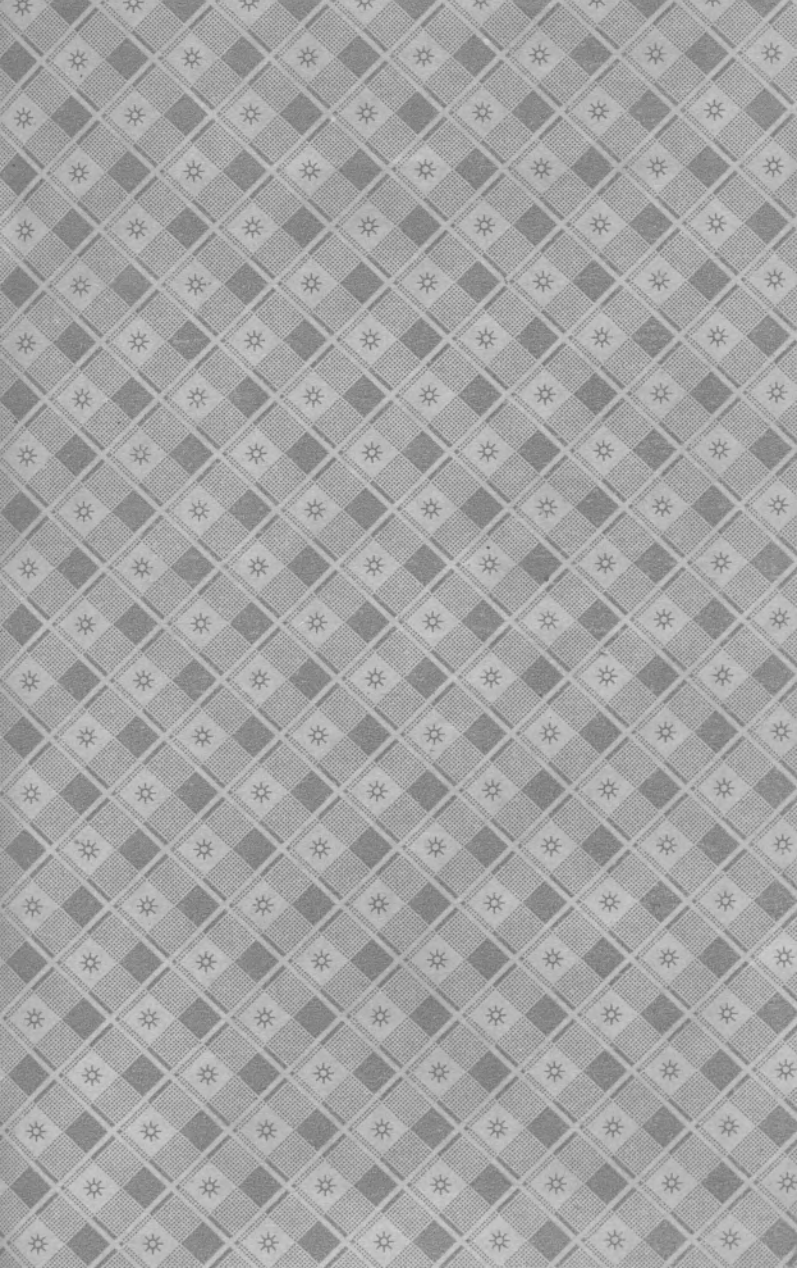










DC
A

QUIMICA

TRATADO ELEMENTAL

DE

QUÍMICA GENERAL.



+ 151692
CB. 1190316

TRATADO ELEMENTAL
DE
QUÍMICA GENERAL

Y
DESCRIPTIVA
CON NOCIONES DE TERMOQUÍMICA

PARA USO DE LOS ESTABLECIMIENTOS DE ENSEÑANZA
POR EL DOCTOR EN CIENCIAS FÍSICO-QUÍMICAS

D. SANTIAGO BONILLA MIRAT,

Catedrático numerario, por oposición, de la asignatura de Química general en la Universidad de Valladolid, Licenciado en Medicina y Cirugía, Académico de número de la Real Academia de Medicina y Cirugía de Castilla la Vieja, individuo de la Sociedad de Farmacia de Turin, del Colegio de Farmacéuticos de Madrid y de otras corporaciones científicas.

Obra ilustrada con 142 figuras intercaladas en el texto.

TERCERA EDICIÓN.

VALLADOLID.

Imprenta y Librería Nacional y Extranjera de los Hijos de Rodríguez
LIBREROS DE LA UNIVERSIDAD Y DEL INSTITUTO.

1884.

*Es propiedad del autor, quien
se reserva todos los derechos que
la ley le concede.*



Prólogo de la 1.^a edición.

Desde el primer curso que expliqué esta asignatura en la Universidad de Valladolid, he sido invitado repetidas veces á publicar un libro que se ajustase á mis explicaciones. Confieso ingenuamente que me ha faltado resolución para hacerlo durante los años transcurridos desde entonces, porque siempre he creído que era una empresa muy árdua escribir un libro en el que se hallen condensados los conocimientos fundamentales de esta ciencia con la extensión que debe dárseles en un curso de Química general, y la dificultad de tal empresa consiste más en apreciar lo que se debe callar, que en decir mucho; es más fácil escribir un libro extenso de Química, que un libro elemental. Teniendo esto presente no me habría decidido á dar á luz este tratado, si una razón, poderosa á mi entender, no me hubiera impulsado á ello; apesar de haber aconsejado á todos mis alumnos que se valiesen para estudiar la asignatura de los *Elementos de Química general* de el Sr. T. Muñoz de Luna ó del *Manual de Química general* de don Antonio Casares ó de las *Lecciones elementales de Química moderna* de Wurtz, traducidas por el Sr. Almera, ó del *Compendio de las lecciones de Química general* explicadas en la Universidad de Barcelona por el Doctor D. J. Ramón de Luanco, mi inolvidable profesor, ó del *Curso elemental de Química* del Dr. D. José Soler y Sánchez ó de las *Lecciones de Química general* publicadas por mi querido compañero el Dr. D. Bartolomé Feliu y Pérez, ó de algún otro libro publicado en el extranjero, es lo cierto que vienen sirviéndose la mayor parte de ellos de cuadernos manuscritos formados con las notas que toman por sí mismos en cátedra durante la explicación ó que se van transmitiendo de unos á otros; he tenido ocasión de revisar algunos de dichos cuadernos, bastante extensos á la verdad y de los que más fama han conseguido alcanzar entre mis alumnos, y he podido apreciar gran número de inexactitudes consignadas en ellos debidas á la precipitación con que se toman las notas que sirven para formarles. El deseo de que desaparezcan aquellas y de evitar á mis discípulos el penosísimo trabajo de copiar toda la explicación, son las razones que he tenido para publicar este tratado.

Señalados por los hombres eminentes en la Química los derroteros que esta ciencia debe seguir para la adquisición de las verdades con que cada día se vá enriqueciendo, debemos los que figuramos en última línea, limitar nuestra misión á dar á aquellas la forma más apropiada para que puedan adquirirlas con el menor esfuerzo posible los que comienzan su estudio, y como esas formas pueden ser muy variadas por la diferencia de apreciación que naturalmente tiene que existir entre los diversos autores y profesores, en ella se funda ese sello peculiar, esa originalidad, siquiera sea relativa, que distingue unas de otras á las obras que de Química general se han publicado y se publican cada día. Además no debe olvidarse que tiene que ser diferente la marcha que ha de seguirse para enseñar una ciencia, que la que ha seguido esta para constituirse.

De las diversas clasificaciones que se han ideado para exponer las especies químicas, creo que hoy por hoy, la más preferible para la enseñanza de la Química general, es la fundada en la *atomicidad* ó *dinamicidad*, apesar de sus defectos, y es la que sigo en este libro y en mis explicaciones, empleando la notación atómica para expresar las reacciones que entre los cuerpos se verifican. Estoy convencido de las ventajas que el sistema unitario tiene sobre el dualista y la notación por átomos sobre la notación por equivalentes, pero como no soy intransigente, creo debe darse á conocer á los alumnos el dualismo y los equivalentes, porque aun existen químicos notables que los emplean en sus publicaciones y aunque así no fuera, nadie sigue hoy la hipótesis del *logisto* y sin embargo raro es el libro y el profesor que no la dá á conocer; ¿debemos hacer de peor condición el dualismo y los equivalentes, cuando aun no han pasado por completo á la historia? En esto me fundo para dar una idea, si bien muy sucinta, de ellos, no siguiendo en esto á autores para mí muy respetables, que prescinden por completo de esta parte de la ciencia.

He tenido ocasión de apreciar prácticamente, lo mismo cuando fui alumno, que en el desempeño de la cátedra que me está encomendada, las grandes ventajas que se obtienen en la enseñanza dando antes del estudio de un grupo cualquiera de cuerpos, una idea general acerca de estos, que indique cuales son los rasgos más culminantes que les caracterizan; recordando al terminar su estudio, dichas generalidades, se demuestra al alumno la importancia que en Química tiene la observación, la experiencia, la abstracción, la generalización, etc., como fuentes principales de su conocimiento.

También creo ventajoso para la enseñanza, dar unidad á los conocimientos de la Química inorgánica y á los de la orgánica, procurando presentarlos reunidos donde quiera que es posible. De esta manera se contribuye á atenuar uno de los inconvenientes de la actual organización de esta asignatura, que teniendo ma-

teriales más que suficientes para un curso de lección diaria, se ve reducida á los estrechos límites de una lección alterna.

Muy lejos de mí la idea de creer que este libro es perfecto y supera á los que se han publicado antes; como toda obra humana adolece de defectos que procuraré ir corrigiendo con la práctica y sobre todo con las observaciones que me hagan las personas ilustradas, á cuya benevolencia le confío; por muy dichoso me consideraré si realizo con él los fines que me he propuesto al publicarle y si puede figurar dignamente, en último lugar, al lado de los que de esta ciencia se han publicado en España.

Valladolid, Setiembre de 1880.

Santiago Bonilla Mirat.

Prólogo de la 3.^a edición.

No habiendo sido posible introducir en la segunda edición de esta obra las mejoras que se tenían proyectadas, por la rapidez con que hubo que imprimirla, á consecuencia de haberse agotado la primera mucho antes de lo que podía suponerse, se han hecho en esta tercera edición, apesar de haber tenido que adelantar su tirada algunos meses, por haberse agotado también la segunda bastante antes de lo que se tenía calculado.

Las mejoras introducidas se refieren no solamente al número de figuras intercaladas en el texto, que son más del doble que las de la segunda edición, sino también al texto de la obra. Sin alterar esencialmente el plan seguido en las ediciones anteriores, que tan buena acogida tuvo por parte de los encargados de la enseñanza de esta ciencia en las Universidades, Escuelas especiales é Institutos en que está adoptada, se ha procurado introducir en esta todos aquellos conocimientos cuya vulgarización puede y debe hacerse en la enseñanza elemental, por estar ya sancionados por la experiencia; tales son, por ejemplo, los principios fundamentales de la Termoquímica de los cuales no se hacía en la edición anterior mas que una ligera indicación y que en esta forman un capítulo, no muy extenso, con el epígrafe de *Nociones de Termoquímica*, en el cual se incluye lo que conviene dar á conocer á los que comienzan el estudio de esta ciencia; también se ha dado alguna mayor extensión á los fundamentos de la *Clasificación natural de los elementos químicos* con arreglo á los trabajos del químico ruso Mendelejeff, presentando en un pequeño cuadro un ejemplo de dicha clasificación que hace comprender con gran claridad sus ventajas. En la Química orgánica se han introducido varias modificaciones, algunas de cierta importancia, que se refieren á haber hecho desaparecer ciertos grupos, cuya existencia no tiene razón de ser desde el momento en que bien estudiados los caracteres químicos y las funciones que de-

sempañan los cuerpos que los formaban, han podido incluirse estos en el lugar que les corresponde en los grupos formados con arreglo á las bases de una clasificación científica; tal sucede, por ejemplo, con el de las llamadas *Materias colorantes*, con el de las *Esencias* y algún otro; de esta manera se ha simplificado algo la última parte de la Química orgánica, pero en cambio se han ampliado otros grupos no solo con las especies químicas que formaban aquellos, si no además con algunas otras cuyo conocimiento es moderno ó que siendo conocidas ya, han adquirido recientemente importancia teórica ó práctica por haberles estudiado mejor; en el primer caso se hallan las llamadas *ptomainas* ó alcaloides de la putrefacción cadavérica, de los que se hace una breve indicación al tratar de los alcaloides naturales, porque su estudio es de actualidad.

Como esta obra sirve de texto en establecimientos donde la extensión y aun la índole de los conocimientos de esta ciencia ha de ser diferente, ha sido preciso indicar de alguna manera los que no son tan necesarios en aquellos en los que la enseñanza debe ser más circunscrita, como sucede en los Institutos en que no se enseña más que nociones de Química en unión de la asignatura de Física: al efecto, para que los alumnos conozcan al primer golpe de vista cuales son los puntos de que puede prescindirse en las asignaturas más elementales, se han suprimido en ellos las interlíneas ó se han impreso con distinto tipo de letra, como puede observarse en las diferentes partes de esta obra; este sistema si bien perjudica á la belleza tipográfica del libro, es de gran utilidad, como lo han manifestado al autor algunos de sus ilustrados compañeros, al mismo tiempo que se han dignado hacerle otras indicaciones que se ha procurado tener presentes al publicar esta nueva edición. Por la misma razón se han colocado como notas en los puntos correspondientes todas aquellas cuestiones que pertenecen á la Química aplicada, como por ejemplo las breves noticias que se dan de las *pólvoras*, *cristal*, *vidrio* etc., con lo cual conserva este tratado su carácter de obra de Química pura.

Sin duda por el deseo constante del autor de ceñirse todo lo posible á lo que exigen las necesidades de la enseñanza de esta ciencia tal cual se halla organizada hoy en nuestra nación, más que por otra cosa, es por lo que ha sido honrado este libro con algunas distinciones cuales son: la de haberle declarado de mérito para los efectos de la ley vigente de Instrucción pública por Real orden de 14 de Octubre de 1881, la de haber sido declarado apto para servir de texto en los establecimientos de enseñanza de Ultramar, por otra Real orden de 26 de Julio de 1882, ambas previo dictamen del Consejo de Instrucción pública, y la de haber sido premiado en la Exposición farmacéutica celebrada en Madrid en el mismo año. Todas estas distinciones las acepta el autor no para sí, sino para sus maestros en esta ciencia que son á los que les corresponden, puesto que él no ha hecho mas que seguir con más ó menos fortuna el camino que aquellos le trazaron.

No terminaré estas líneas sin rendir un tributo de gratitud á todos mis compañeros y demás personas que me han hecho indicaciones muy oportunas acerca de ciertos puntos de esta obra que debían modificarse, ó que me han suministrado algunos datos importantes.

Valladolid, Octubre de 1884.

Santiago Bonilla Mirat.

TRATADO ELEMENTAL
DE
QUÍMICA GENERAL
Y
DESCRIPTIVA.

PRIMERA PARTE.

QUÍMICA GENERAL.

NOCIONES PRELIMINARES.

131 **1. Materia-Cuerpo.**—Todos los objetos que nos rodean están formados por una sustancia que se llama *materia*. No es posible definirla con exactitud; formamos juicio acerca de ella por las impresiones que produce sobre nosotros; por eso algunos la definen diciendo que es todo aquello que afecta á nuestros sentidos y añaden que su propiedad fundamental es la de estar dotada de peso.)

(Se dá el nombre de *cuerpo* á toda porción limitada de materia. Las ideas de materia y de cuerpo están, como se vé, íntimamente unidas.

131 **2. Fenómenos físicos y químicos.**—Constantemente se están verificando en los cuerpos que nos rodean modificaciones más ó menos pasajeras y profundas; la congelación del agua por un descenso de temperatura, su evaporación rápida ó lenta, la combustión del carbón en contacto del aire, la alteración de ciertas materias colorantes por la acción de los rayos solares y otros muchos ejemplos que se podrían citar, lo demuestran. A estas modificaciones se las lla-

ma *fenómenos*. Pero fijándose un poco en ellas se vé que unas, como la congelación y la evaporación del agua, son pasajeras, puesto que no se ha modificado mas que el estado físico del cuerpo, es decir, su manera de *estar*; en cuanto deja de actuar la causa que las produjo vuelve aquel á su primitivo estado; las otras son mas profundas y permanentes, porque el cuerpo ha dejado de *ser* lo que era y aunque cese la acción de la causa no recobra aquel su primitivo estado. Las primeras reciben el nombre de *fenómenos físicos*; las segundas el de *fenómenos* (metamórfosis) *químicos*.

Aunque en los ejemplos anteriores resaltan bien las diferencias entre unos y otros, sin embargo no estará demás insistir en ello. Si se somete un trozo de hierro á una corriente eléctrica adquiere las propiedades de un imán, pero las pierde en cuanto aquella deja de actuar volviendo á quedar el hierro tal como se presentaba antes; la modificación que experimentó fué pasajera, no alteró la *constitución íntima* del cuerpo, es decir, se produjo un *fenómeno físico*.

Pero si ese mismo trozo de hierro se le coloca durante algún tiempo en una atmósfera húmeda, se observa que comienzan á aparecer en él puntos mates de color pardo-amarillento, que van estendiéndose hasta cubrir toda la superficie; aunque se le coloque despues en una atmósfera seca no desaparece esa sustancia, que se llama *orín* del hierro; la modificación es permanente, se ha alterado la *constitución íntima* del cuerpo, ha tenido lugar un *fenómeno químico*.

3. Átomos y moléculas.—La propiedad que tienen todos los cuerpos de ser porosos y compresibles, de cambiar de estado mediante la acción de ciertos agentes etc., hace suponer que la materia que les forma no es un tódo continuo, sinó que está formada por partículas que no se tocan, que están mantenidas á distancias mas ó menos grandes por la acción de ciertas fuerzas llamadas moleculares, que las hacen permanecer en equilibrio; esas partículas reciben el nombre de *moléculas*.

Las moléculas á su vez se las supone formadas por la agrupación de otras porciones de materia mas pequeñas é indivisibles, no solamente por las fuerzas físicas si no también por las químicas, que han recibido el nombre de *átomos*.

Se diferencian unas moléculas de otras por la naturaleza, número y disposición de los átomos que las constituyen y se dice que se altera la constitución íntima de un cuerpo, cuando por una causa cualquiera varían la naturaleza, el número ó la manera de estar agrupados los átomos que forman sus moléculas; las acciones que producen esos cambios se llaman *acciones químicas*. En la formación del orín en el hierro, que se citó antes, se ha verificado una acción química; á los átomos de dicho metal se han unido los que forman el agua y los del oxígeno del aire, para formar el óxido de hierro hidratado; ha

habido variación en el número y en la naturaleza de aquellos. Cuando por la acción del calor convenientemente aplicado, el fósforo ordinario se transforma en fósforo rojo ó amorfo, se verifica una acción química, que consiste en haber variado la agrupación que tenían los átomos en la molécula del fósforo.

4. Cuerpos simples y compuestos.—Los cuerpos se dividen en *simples* y *compuestos*. Se dá el nombre de *cuerpo simple* ó *elemento químico*, á aquel del que, *hasta ahora*, no se ha podido aislar mas que una sola clase de materia. Se dice que hasta ahora, porque es posible que adelantando los procedimientos de la análisis química conocidos hoy, se consiga descomponer algunos cuerpos que se consideran como simples. Antiguamente no se admitían mas que cuatro elementos; en el día se conocen unos sesenta, cuyos nombres se expondrán mas adelante.

Son *cuerpos compuestos* aquellos de los que se pueden separar dos ó mas clases de materia, es decir, que están formados por la unión de dos ó mas cuerpos simples.

Según las ideas antes expuestas acerca de la constitución de la materia, los cuerpos simples tienen sus moléculas formadas por átomos de la misma naturaleza y las de los compuestos lo están por átomos de distinta naturaleza; unos y otros unidos por fuerzas de que se tratará mas adelante.

5. Objeto de la Química.—Dicen algunos que la Química es una ciencia que tiene por objeto el estudio de los fenómenos químicos, ó lo que es lo mismo, que se ocupa de las acciones que unos cuerpos ejercen sobre otros, siempre que de ellas resulten modificaciones profundas en su constitución íntima. Este concepto es muy limitado; si esta ciencia no tuviese otro objeto mas elevado, vendría á ser un catálogo de hechos obtenidos mediante la observación y la experiencia, que son las principales fuentes de su conocimiento. La Química tomando como base esos hechos y haciendo uso del raciocinio en sus dos modos inductivo y deductivo, abstrae, generaliza, induce y formula las leyes á que se hallan sometidos los fenómenos que estudia; comprueba dichas leyes haciendo deducciones para ver si hay conformidad entre ellas y los hechos observados y aun vá mas allá, es decir, trata de investigar el *porqué* de dichas leyes, la causa de los fenómenos, estableciendo *teorías*, cuando reúne materiales suficientes para ello ó solamente *hipótesis*, si faltan hechos en que fundar aquellas.

Teniendo en cuenta lo expuesto se define la Química diciendo, que es la ciencia que tiene por objeto el estudio de los elementos químicos, el de los compuestos que resultan de su combinación, el de las fuerzas en virtud de las cuales se realiza esta combinación y las leyes que la rigen, y por último el de las hipótesis y teorías inventadas para explicar las causas de los fenómenos químicos.

6. Lugar que ocupa la Química entre las demás ciencias.—En la clasificación de las ciencias la Química corresponde al grupo de las llamadas *Ciencias físicas* y á su lado figura la *Física*, que es con la que tiene mayores relaciones, aunque sus objetos son bien diferentes. Una y otra estudian los cuerpos bajo el punto de vista de las propiedades y de las modificaciones que pueden experimentar por la acción de ciertos agentes, y si se ocupan de los seres dotados de vida, hacen abstracción de esta cualidad y consideran solo la materia de que están formados; pero la Física estudia aquellas propiedades y modificaciones que no alteran la manera de ser de los cuerpos: se fija en los fenómenos sin tener en cuenta, en la mayoría de los casos, el cuerpo en que tienen lugar; la Química á su vez estudia las propiedades y modificaciones que alteran la manera de ser de los cuerpos y si una parte de ella se fija de preferencia en los fenómenos, haciendo abstracción de los cuerpos, hay otra parte que se ocupa del estudio particular de estos.

Grandes son también las relaciones que existen entre la Química y la Historia Natural. Esta ciencia, ó mejor dicho, este grupo de *Ciencias naturales*, estudia la estructura de los cuerpos repartidos por la superficie del globo ó reunidos para formar su masa, los fenómenos que en ellos tienen lugar, los caracteres que sirven para distinguir unos de otros y para clasificarlos y por último el papel que desempeñan en el conjunto de la creación. No es posible, sin embargo, confundir ninguna de las ciencias que forman la Historia Natural, con la Química; de ellas la mas análoga á esta es la Mineralogía, que pertenece al grupo de las ciencias físicas.

También las Matemáticas prestan su auxilio á la Química. Dentro del terreno de la Química elemental habrá ocasión de aplicar el cálculo á la resolución de muchas cuestiones.

7. Divisiones de la Química.—Varias són las que se han hecho segun se atiende á la manera de hacer su estudio, á la naturaleza de los cuerpos que estudia ó á sus aplicaciones.

Por el primer concepto se divide en *general* y *descriptiva*; la primera se ocupa de las leyes y fenómenos ó hechos generales, es decir, comunes á todos los cuerpos, y la segunda tiene por objeto el estudio particular de estos.

Por la naturaleza de los cuerpos que estudia, se divide en *inorgánica* y *orgánica*, según que se ocupe del conocimiento de las especies químicas inorgánicas, ó de las de origen orgánico vegetal ó animal. Mas adelante se dirá lo que se entiende por especie química; por aho-

ra baste consignar que esta división no debe aplicarse á la parte general de la ciencia, porque son unas mismas las leyes que rigen á la combinación de las sustancias inorgánicas y de las orgánicas; es mas bien aplicable á la parte descriptiva, aunque también en esta tiende la ciencia á unificarse.

Por sus aplicaciones se divide la Química en *médica, farmacéutica, agrícola, industrial*, etc., segun que se apliquen sus conocimientos á la Medicina, á la Farmacia, á la Agricultura, á la industria, etc. demostrándose con esto la grán importancia que tiene esta ciencia.]

Estados físicos de los cuerpos.

8. Estado.—Los cuerpos pueden afectar el estado *sólido*, el *líquido* ó el *gaseoso* segun la intensidad mayor ó menor con que en ellos actúe la cohesión.

9. Cohesión.—Es una de las llamadas fuerzas moleculares cuya acción consiste en mantener unidas las moléculas físicas de los cuerpos; á ella se debe que las del azufre, las del hierro, etc., permanezcan unidas para constituir un trozo de dichos cuerpos; las que forman una gota de agua también están unidas por efecto de dicha fuerza. Su acción es bastante enérgica en los sólidos, muy poco intensa en los líquidos, casi inapreciable en los gases.

10. Causas que modifican la cohesión.—*Cambios de estado.*—La cohesión se modifica mediante algunas acciones; de éstas conviene fijarse en la del calor y en la disolución.

Aumentando la temperatura de los cuerpos sólidos se dilatan porque el calor favorece la repulsión de sus moléculas; llega un momento para muchos de ellos, que cesa de elevarse su temperatura aunque siga actuando el foco de calor y pasan del estado sólido al líquido (*fusión*) ó al gaseoso (*volatilización*). Si es un líquido sobre el que actúa el calor, se transforma en vapor (*vaporización*) es decir, pasa al estado gaseoso disminuyendo su cohesión; este tránsito del estado líquido al gaseoso puede verificarse lentamente á todas temperaturas y solo en la superficie del líquido (*evaporación*) ó bien en burbujas tumultuosas que se desprenden de toda la masa líquida por la aplicación directa de un foco de calor ó por otro medio cualquiera (*ebullición*).

Por el contrario, los descensos de temperatura modifican la cohe-

sión en sentido inverso; como ejemplos pueden citarse la rotura que experimentan los muelles de acero templado, por la disminución de su elasticidad, cuando se les coloca á bastantes grados bajo cero; la cristalización del estaño en las grandes masas que de él se obtienen en las fábricas del norte de Rusia; de compactas que són recién obtenidas, toman un aspecto basáltico y se forman en su interior huecos ó cavidades á veces de mas de cien centímetros cúbicos.

Los descensos de temperatura producen también el tránsito del estado líquido al sólido (*solidificación*) que se verifica á la misma temperatura á que se fundió el cuerpo, escepto en algunas circunstancias en que aquel permanece líquido á temperaturas inferiores á su punto de solidificación (*sobrefusión*). Si se hace descender la temperatura de un gás ó de un vapor pasa al estado líquido (*liquefacción*); ésta puede conseguirse también aumentando la presión y mejor aún por ambos medios empleados simultáneamente; así es cómo se ha conseguido liquidar todos los gases que hasta hace pocos años eran considerados como permanentes.

La temperatura fija á que cada cuerpo se funde (*punto de fusión*) ó entra en ebullición (*punto de ebullición*) son caractéres específicos que se utilizan, como se verá mas adelante, para reconocer la pureza de algunas especies químicas.

11. Disolución.—Es otra de las causas que modifican la cohesión de los cuerpos; definida de una manera general puede decirse que es la interposición de las moléculas de un cuerpo entre las de otro para formar un todo homogéneo. La disolución vá acompañada de cambios de temperatura debidos á los cambios de estado que origina; los sólidos al disolverse en los líquidos pasan á este estado y por lo tanto absorben calor, á no ser que haya una acción química entre el cuerpo y el disolvente, que desarrolle calor: en este caso habrá elevación ó descenso de temperatura representado por la diferencia entre el calor absorbido y desarrollado en aquellas acciones. Por la misma razón los gases al disolverse en los líquidos producen aumento de temperatura.

La disolución se llama *física* cuando el disolvente no ejerce ninguna acción química sobre el cuerpo á quien disuelve, de tal manera que haciendo que desaparezca aquel ó que varíen las condiciones en que se verificó la disolución, vuelve el cuerpo á su primitivo estado. Si se pone sal común en agua, se disuelve en ella, es decir, sus moléculas se interponen entre las del agua, de tal manera, que desapa-

recen á nuestra vista; pero si se evapora aquella, vuelve á aparecer la sal común con las mismas propiedades que antes tenía; el nitró es muy soluble en agua caliente y cuando se enfria la disolución, se deposita una parte del que estaba disuelto, sin que se hayan alterado para nada sus propiedades.

Se llaman *disolventes neutros* los que no ejercen ninguna acción química sobre los cuerpos á quienes disuelven; el agua, el alcohol, el éter, el sulfuro de carbono, el cloroformo, etc., son disolventes neutros.

La disolución se dice *química* cuando el disolvente ejerce sobre el cuerpo una acción tal, que cambia por completo su manera de ser; aunque varíen las condiciones en que se verificó la disolución, ni aunque se trate de hacer desaparecer el disolvente, no se consigue tener el cuerpo en el estado que tenía antes de disolverse, sinó otro cuerpo distinto, resultado de la acción del disolvente sobre él; el cobre y otros muchos metales se dice que se disuelven en el ácido nítrico; pero evaporando la disolución, se tendrá como residuo, no el metal disuelto, sinó una sal formada á expensas de dicho metal y del disolvente, que en el caso del cobre, será el nitrato de cobre.

12. Saturación y sobresaturación.—Se dice que una disolución está *saturada* cuando el disolvente contiene la mayor cantidad del cuerpo soluble que puede disolver, dadas las condiciones en que se ha verificado la disolución.

Puede suceder que apesar de variar aquellas condiciones y debiendo por ello separarse una parte del cuerpo disuelto, permanezca sin embargo aquella inalterable; en este caso se dice que está *sobresaturada* (véanse *Propiedades físicas de las sales*).

13. Coeficiente de solubilidad.—Se dá este nombre á la cantidad de un cuerpo que á una temperatura determinada, se disuelve en una unidad del disolvente.

Los cuerpos que no se disuelven en algun disolvente, se llaman *insolubles*. En absoluto no puede decirse que existan cuerpos completamente insolubles; la solubilidad es una cualidad relativa.

Por regla general los cuerpos sólidos se disuelven en los líquidos tanto mas, cuanto mayor sea la temperatura de éstos; hay sin embargo sus escepciones, como por ejemplo, la sal común que se disuelve en el agua próximamente lo mismo á la temperatura ordinaria que á la de la ebullición y el citrato de cal que es mas soluble en frio que en caliente.

La solubilidad de los gases en los líquidos *está en razón directa*

de la presión é inversa de la temperatura, y cuando están dos ó más gases en presencia de un liquido, se disuelven en él como si cada uno de ellos estuviera solo. Mas adelante se verá confirmado esto.

14. Cristalización.—Cuando mediante la acción del calor ó de un disolvente, se hacen pasar los cuerpos sólidos al estado liquido ó gaseoso, si disminuye la temperatura ó se evapora el disolvente, recobran aquellos su primitivo estado, unos sin afectar formas determinadas (*cuerpos amorfos*), y otros afectando formas regulares como las de los sólidos geométricos (*cuerpos cristalinos*).

Se dá el nombre de *cristalización* al tránsito de un cuerpo del estado liquido ó gaseoso al sólido, afectando formas geométricas, es decir, formando *cristales*.

15. Procedimientos para cristalizar los cuerpos.—Són diversos y con el fin de facilitar su estudio, creemos conveniente clasificarlos como indica el siguiente cuadro:

La cristalización puede efectuarse por los procedimientos siguientes. . . .	1.° Por via seca; que puede ser por. . . .	{ fusión—(ejemplos: <i>el azufre, el bismuto.</i>) sublimación—(ej. <i>el yodo, el arsénico, el cloruro mercurico.</i>)
	2.° Por via húmeda; que puede practicarse por.	{ disolución y evaporación del disolvente—(ej. <i>la sal común, el azufre en el sulfuro de carbono.</i>) disolución á temperatura elevada y enfriamiento—(ej. <i>el nitro, el ácido oxálico.</i>)
	3.° Por el procedimiento de Ebelmen ó mixto—	(ej. <i>la alúmina, el sesquióxido de cromo.</i>)
	4.° Por reacciones químicas—	(ej. <i>algunos óxidos metálicos.</i>)

VIA SECA.—Para cristalizar por *via seca* se emplea el calor como causa modificante de la cohesión de los cuerpos, ya fundiéndolos (*fusión*), ya volatilizándolos (*sublimación*).

VIA HÚMEDA.—En la *via húmeda* es la disolución la que modifica la cohesión del cuerpo que se quiere cristalizar y éste recupera el estado sólido, ya evaporando el disolvente, ya disminuyendo el coeficiente de solubilidad del cuerpo por un descenso de temperatura.

PROCEDIMIENTO DE EBELMEN.—Este procedimiento participa de la *via seca* en lo relativo al disolvente y de la *via húmeda* en cuanto al cuerpo que se vá á cristalizar; por eso recibe el nombre de mixto; le ideó su autor para cristalizar artificialmente algunos cuerpos que la naturaleza presenta cristalizados y que por no fundirse ni volatili-

zarse á la mayor temperatura á que se puede llegar por los medios hoy conocidos, y por no ser solubles en ninguno de los disolventes de que la Química dispone, á temperatura poco elevada, no se habia conseguido tenerles cristalizados.

Cualquiera que sea el procedimiento que se siga para cristalizar un cuerpo, se exige para efectuarlo, tiempo, espacio y reposo.

Generalmente en Química no se hacen las cristalizaciones con el solo objeto de tener cristales mas ó menos voluminosos y perfectos, sinó con el de obtener en estado de pureza los cuerpos que se cristalizan; en efecto, el medio de separar de una sustancia, otras que la impurifiquen, es hacer cristalizar aquella y en la mayoría de los casos, éstas se depositarán antes ó después que la que se trata de purificar y si lo hacen al mismo tiempo, la diversidad de formas, á no ser que sean isomorfas, permite hacer la separación.

Los líquidos en cuyo seno se han formado los cristales, reciben el nombre de *aguas madres*, y contienen las impurezas; por esta razón no conviene cuando se trata de purificar una sustancia, que los cristales sean muy voluminosos, puesto que retendrán entre su masa mas cantidad de aguas madres. En muchos casos se altera el reposo del liquido en que está cristalizando el cuerpo que se trata de purificar, para que se formen lo que se llaman *arenillas*, es decir, un polvo cristalino que apenas retenga nada de las aguas madres; esto es lo que se hace cuando se purifica el nitro.

16. Sistemas cristalinos.—Siendo muy diversas las formas que afectan los cuerpos al cristalizar, se las ha clasificado teniendo en cuenta que muchas de ellas se las puede suponer derivadas de otra, elegida al arbitrio, llamada *forma tipo*, fundamental ó primitiva, mediante modificaciones geométricas producidas por la sustitución de los ángulos diedros ó de los vértices de la forma tipo por planos ó facetas.

La ley que regula estas modificaciones, debida á Haüy, se conoce con el nombre de *ley de simetría* y se enuncia de la manera siguiente: «Cuando se modifica un elemento geométrico de un cristal, de una de las formas fundamentales, experimentan la misma modificación todos los elementos geométrica y físicamente idénticos».

Recibe el nombre de *sistema cristalino* el conjunto de formas que se pueden suponer derivadas de un mismo tipo ó forma fundamental, que es la que dá nombre al sistema. Para distinguir unos de otros los sistemas cristalinos se atiende al número ó á la disposición de los ejes de los cristales de las formas tipos.

Se dá el nombre de *ejes de simetría* de un cristal á unas líneas ideales que pasan por su centro y al rededor de las cuales se hallan

colocadas simétricamente las caras de aquel. Se llama *centro* al punto que divide en dos partes iguales á toda recta que pasando por él termina en la superficie del cristal.

Los sistemas cristalinos que se admiten son los siguientes:

1.º *Cúbico ó regular*, caracterizado por tener tres ejes rectangulares iguales.

2.º *Prismático recto de base cuadrada ó cuadrático*; tres ejes rectangulares, dos iguales y el tercero desigual.

3.º *Prismático recto de base rectangular*; tres ejes rectangulares desiguales.

4.º *Prismático oblicuo de base rectangular ó clino-rómbico*; tres ejes desiguales, dos de ellos oblicuos entre sí y el tercero perpendicular al plano de aquellos.

5.º *Prismático oblicuo de base paralelográfica ó triclinico*; tres ejes desiguales oblicuos é inclinados desigualmente.

6.º *Prismático exagonal recto*, llamado también *romboédrico* cuando se toma como forma tipo el romboedro; tres ejes iguales oblicuos y el cuarto perpendicular al plano de aquellos.

Aunque es de interés para el químico el conocimiento de las formas cristalinas, pues hay casos en que bastan para caracterizar á algunos cuerpos, es de mayor interés para el mineralogista; por esta razón nos limitamos á dar á conocer los sistemas cristalinos de una manera muy superficial.

17. Dimorfismo y polimorfismo.—El *dimorfismo* es la propiedad que tienen algunos cuerpos, llamados *dimorfos*, de cristalizar en dos formas incompatibles, es decir, correspondientes á dos sistemas distintos. El carbonato cálcico en las variedades *espató de Islandia* (romboedro) y *aragonito* (prisma recto de base rectangular) es un ejemplo notable de dimorfismo.

El óxido de titano cristaliza en tres formas correspondientes á otros tantos sistemas; es un cuerpo *polimorfo*.

El concepto del *polimorfismo* en Química es algo diferente que en cristalografía; se llaman cuerpos polimorfos en Química, á los que pueden presentar distintos estados moleculares, aunque en algunos de ellos no afecten forma cristalina; el azufre que es dimorfo por sus dos formas cristalinas, se presenta además en otros estados moleculares amorfos; es químicamente un cuerpo polimorfo.

18. Isomerismo.—Se dá el nombre de *isomerismo* á la propiedad que tienen cuerpos distintos de cristalizar con formas iguales

ó compatibles, es decir, de producir cristales análogos bajo el punto de vista cristalográfico. Los cuerpos isomorfos compuestos, tienen una composición química análoga y pueden reemplazarse en proporciones cualesquiera, pero siempre equivalentes. El alumbre ordinario (*sulfato doble de aluminio y de potasio*) y el alumbre de cromo (*sulfato crómico potásico*) son buen ejemplo de cuerpos isomorfos.

LEY DE MITSCHERLICH —Este sabio estudió con detenimiento esta propiedad y reuniendo sus observaciones á las de Gay-Lussac y Beudant, formuló la que se conoce con el nombre de *ley del isomorfismo* que se enuncia de la siguiente manera:

Los cuerpos isomorfos pueden reemplazarse mutuamente en un mismo cristal, sin modificarse la forma fundamental, aunque los ángulos experimentan algunas veces ligeras alteraciones en su valor, y tienen una composición química análoga, estando formados generalmente por el mismo número de átomos.

ISODIMORFISMO.—Se dá este nombre á la propiedad que tienen algunos cuerpos de presentar el mismo dimorfismo, es decir, de cristalizar en dos formas diferentes entre si, pero las mismas para ambos cuerpos. El ácido arsenioso y el óxido antimonioso, són isodimorfos, porque cristalizan en dos formas distintas cada uno de ellos, pero las mismas para ambos, solamente que la forma ordinaria del uno es la escepcional del otro.

Combinación química.

2^a **19. Afinidad ó fuerza de combinación.**—Para dar explicación de los fenómenos químicos se admitió como causa ó agente de ellos una fuerza particular ó atracción electiva á la que se dió el nombre de *afinidad ó fuerza de combinación*, desconocida en su esencia ó naturaleza íntima, apreciable solamente por sus efectos, es decir, por los fenómenos que acompañan á la composición y descomposición de los cuerpos; se la suele definir diciendo que es la fuerza que une los átomos para constituir las moléculas.

Este concepto de la afinidad se ha modificado como no podia menos por la influencia de las ideas modernas que tienden á hacer desaparecer de la ciencia todas esas fuerzas ocultas, todas esas especies de arqueos, que en otros tiempos se han admitido como causas de las acciones químicas. A medida que la ciencia progresa se vá demostrando la identidad que existe entre las fuerzas que intervienen en los fenómenos físicos y químicos; la teoría mecánica del calor

está llamada á explicar con toda claridad las acciones químicas y sus manifestaciones sin necesidad de acudir á esas fuerzas especiales, con lo cual desaparecerá lo que aún tienen de vagos y misteriosos los conceptos de la cohesión y de la afinidad. Considerada hoy esta como una cualidad de la materia, debe servir la palabra afinidad únicamente para expresar el hecho de que tales ó cuales cuerpos pueden combinarse en tales ó cuales circunstancias bien definidas.

20. Combinación.—Se dá el nombre de *combinación* al acto de unirse los átomos de los cuerpos para formar las moléculas. También se dá este nombre al resultado de dicha unión, es decir, al cuerpo resultante.

Para que se verifique la combinación es indispensable que haya contacto íntimo entre los cuerpos que han de unirse, á fin de que las moléculas que han de reaccionar entren unas en la esfera de actividad de las otras, puesto que la fuerza de combinación no actúa sinó á distancias infinitamente pequeñas. Por eso no es muy frecuente la combinación entre cuerpos sólidos, y si lo es en el caso de ser líquidos ó gaseosos uno ó todos los que han de combinarse.

Se demuestra la necesidad del contacto para que haya acción química, por un experimento muy sencillo; si en una copa con agua de barita se introduce una varilla de vidrio impregnada de ácido sulfúrico, no se enturbia la disolución de hidrato bárico interin el ácido no la toque, siquiera sea muy pequeña la distancia entre los dos; pero en el momento que haya contacto se enturbia el agua de barita porque se forma un compuesto blanco insoluble (*sulfato bárico*) que origina el *precipitado* que se produce.

21. Carácterés de la combinación.—La combinación química vá siempre acompañada de ciertas manifestaciones que es muy importante conocerlas. En el acto de verificarse hay cambios de temperatura, desarrollo de electricidad y algunas veces producción de luz. Es también caracter importante y fundamental de la combinación, el que siempre tiene lugar entre cantidades fijas y determinadas de los cuerpos que intervienen en ella. Mas adelante al exponer las leyes que la rigen se verá comprobado este hecho.

Los cuerpos resultantes de la combinación tienen por regla general, propiedades muy diferentes de las de sus componentes. De la unión del *cloro*, gás amarillo verdoso, de olor sofocante y que no se puede respirar por los graves trastornos que produce en las vías respiratorias, con el *sódio* metal parecido á la plata por su aspecto, cuando está recién cortado, que se altera fácilmente en contacto del aire y

del agua, dando lugar á la formación de una sustancia muy cáustica y corrosiva, resulta la sal común (*cloruro sódico*) que sabido es no tiene ninguna de aquellas propiedades y que se mezcla con los alimentos. Combinándose el *carbón* con los gases *nitrógeno* é *hidrógeno*, sustancias todas no venenosas é inodoras, resulta el *ácido prúsico*, que es el veneno mas violento que se conoce y que tiene olor muy fuerte á almendras amargas.

Fijándose un poco se verá que á la Química general corresponde estudiar del fenómeno de la combinación, ese instante en el que se unen los cuerpos para formar otro distinto, ese momento de transición en que aquellos dejan de ser lo que eran para transformarse en otro diferente; lo que precede y lo que sigue á ese instante cae bajo el dominio de la Química descriptiva, puesto que no es mas que el estudio particular de los cuerpos que concurren á formar el compuesto, y formado este, el conocimiento de sus propiedades.

22. Cambios de temperatura.—Muchos ejemplos pueden citarse para hacer patente el cambio de temperatura en el acto de la combinación, pero bastará por ahora el siguiente: si en un tubo de ensayos se coloca un poco de *amoníaco cáustico* y en otro un poco de *ácido nítrico*, ambos á la temperatura del ambiente, y se vierte con lentitud un líquido sobre el otro, se eleva tanto la temperatura del tubo en que se verifica la unión de los dos cuerpos, que llega á quemar en la parte ocupada por el líquido; este desarrollo de calor es debido á la combinación que tiene lugar entre el ácido nítrico y el amoníaco, para formar el cuerpo llamado *nitrato amónico*.

Tanta mayor es la cantidad de calor que se desarrolla en la combinación, cuanto mas antagonistas són los cuerpos que se combinan, ó lo que es lo mismo, cuanto mas afinidad hay entre ellos; por eso se mide la energía de la fuerza de combinación por la cantidad de calor desprendido en el acto de verificarse ésta.

23. Combinaciones exotérmicas y endotérmicas.—Se dá el nombre de combinaciones *exotérmicas*, á las que al verificarse originan desarrollo de calor; estas combinaciones se producen por la unión *directa* de los cuerpos simples que intervienen en ellas; esta unión ocasiona á veces una elevación tan considerable de temperatura que desarrolla fenómenos caloríficos, luminosos y hasta mecánicos bien manifiestos; otras veces se verifican estas combinaciones con bastante lentitud para que dichos fenómenos no se manifiesten, porque el calor producido se vá absorbiendo por los cuerpos en contacto de los cuales tiene lugar la acción química.

Se llaman combinaciones *endotérmicas* aquellas que al efectuarse ocasionan absorción de calor y por lo tanto descenso de temperatura; estas combinaciones por regla general no se producen directamente, y suelen ser simultáneas de otra ú otras exotérmicas, que desprendan mas calor que el absorbido por ellas.

Llamando *A* y *B* á dos cuerpos, *C* al que resulta de su combinación y *n* á la cantidad de calor desprendida ó absorbida, expresada en calorías (1) se tendrá:

$$A+B=C+n \text{ calorías} \quad \text{y} \quad A+B=C-n \text{ calorías}$$

combinación exotérmica. combinación endotérmica.

Los compuestos exotérmicos necesitan absorber para descomponerse tanto calor como se desprendió al combinarse sus elementos, es decir, que su descomposición será endotérmica; por el contrario los endotérmicos desprenden al descomponerse tanto calor como absorbieron al formarse; su descomposición será por lo tanto exotérmica. Estos compuestos se les llama *explosivos*, por los fenómenos que suelen acompañar á su descomposición.

El estudio de los cambios de temperatura que tienen lugar en las acciones químicas ha dado origen á la Termoquímica, cuyas nociones se exponen á continuación.

Nociones de Termoquímica.

24. Su objeto.—Es la parte de la Química que se ocupa del estudio de los fenómenos térmicos que tienen lugar en las acciones químicas.

25. Historia y fundamentos.—El desarrollo de calor que se produce en la mayor parte de las combinaciones, y sobre todo en las combustiones, ha llamado siempre la atención de los físicos y químicos, habiendo emitido algunos de ellos diferentes opiniones para explicarlo. Lavoisier lo atribuyó á que se hace sensible el calórico latente del oxígeno que interviene en las combustiones, al cambiar dicho gas de estado; Crawford, á la menor capacidad calorífica del cuerpo resultante; Davy, la neutralización de electricidades contrarias. Estas opiniones y alguna otra que se pudiera citar, fueron abandonadas porque no eran aplicables si no á un limitado número de casos.

Admitida por los físicos la hipótesis de que el calor es un modo de movimiento y no un fluido material y demostrada la proporcionalidad que existe entre la cantidad de trabajo mecánico efectuado por una máquina y la de calor absorbido y viceversa, es decir, lo que se conoce en Física con el nombre de *equivalente mecánico del calor*, era lógico que se tratase de referir á la misma

(1) Se dá el nombre de *caloría* ó *unidad de calor* á la cantidad de éste necesaria para elevar de 0° á 1° la temperatura de un kilogramo de agua,

causa los fenómenos térmicos de las acciones químicas, que los que se originan en las acciones mecánicas.

La analogía entre el trabajo mecánico y el trabajo molecular que se efectúa en las acciones químicas, se comprende fácilmente recordando que según se ha dicho (3) se supone constituida la materia de partes infinitamente pequeñas, mantenidas á distancias, entre las cuales se efectúan las llamadas acciones moleculares. Estas partículas están dotadas de movimientos de distintas clases; en el acto de la combinación química se precipitan unas contra otras con una velocidad grande y al chocar, su movimiento, su fuerza viva, se destruye ó se modifica transformándose en calor, lo mismo que sucede al chocar masas mayores, como por ejemplo, una bala de hierro lanzada contra la cubierta metálica de los buques acorazados, que llega á ponerse incandescente por efecto del choque. Además, al verificarse la combinación la distancia entre esas pequeñas masas varía, modificándose como es consiguiente las acciones que entre ellas tienen lugar; varía también su disposición ó enlace respectivo para adquirir el que les corresponde en el nuevo cuerpo y el trabajo efectuado en estos cambios se traduce también en cambios caloríficos.

Admitida la equivalencia entre los trabajos moleculares que se efectúan en las acciones químicas y el calor desarrollado ó absorbido en las mismas, se trató de medir este; pero por realizarse aquellos entre pequeñísimas cantidades de materia, no era posible medirle directamente, como se hace con el calor producido en las acciones mecánicas que tienen lugar entre masas mayores; fué preciso acudir á medios indirectos y cerciorarse de la exactitud de las medidas por la conformidad entre los resultados previstos teóricamente y los obtenidos en la práctica en un gran número de experimentos. De esta manera se demostró, sin dejar duda alguna, dicha equivalencia y el calorímetro ha adquirido en Química una importancia tan grande como la balanza, y si esta permitió á Lavoisier demostrar el principio de la conservación de la materia en las acciones químicas, aquel ha permitido sentar el de la conservación de la energía en dichas acciones. Tal es el resultado conseguido por los trabajos efectuados desde hace mas de cuarenta años por Mayer, Colding y Joule, Helmholtz, Rankine, Thomson, Dulong, Hess, Graham, Newmann, Andrews, Kopp, Fabre y Silbermann, y muy particularmente por el dinamarqués Thomsen y el sábio químico francés Berthelot.

26. Principios de la Termoquímica —Segun lo expuesto anteriormente los cambios de propiedades y en general todas las modificaciones físicas y químicas que se observan en los cuerpos pueden decirse que son manifestaciones exteriores de la transformación del calor en trabajo molecular y viceversa; por lo tanto, hoy el químico en sus investigaciones debe ocuparse no solamente de determinar por medio de la balanza las cantidades en peso de los cuerpos que intervienen en una acción química y las transformaciones á que esta dá origen, sinó además de determinar por medio del calorímetro las modificaciones térmicas (desarrollo ó absorción de calor) que tienen lugar durante dichas acciones, como expresión del trabajo molecular efectuado.

El que mas ha trabajado en este género de investigaciones ha sido Berthelot, que ha formulado en proposiciones breves y sencillas los principios fundamentales de la termoquímica. Estos principios son los siguientes:

1. PRINCIPIO DEL TRABAJO MOLECULAR.—*La cantidad de calor desprendido en una reacción cualquiera, es la medida de los trabajos quími-*

cos (combinaciones ó descomposiciones) y físicos (cambios de estado, de condensación etc.) verificados en dicha reacción.

Así por ejemplo, en la combinación de 1 gramo de hidrógeno, con 35,46 grms. de cloro para formar 36,46 de gas ácido clorhídrico, sin variación alguna ni en el volumen ni en el estado físico, se producen 22 calorías. A estas 22 calorías se las llama *calor de combinación* del ácido clorhídrico.

Cuando se combina 1 grm. de hidrógeno con 8 de oxígeno para formar 9 gramos de agua en *estado de vapor*, se desprenden 29,5 calorías, cuyas calorías representan no solamente el calor de combinación, si no además el correspondiente al trabajo físico de la condensación de los tres volúmenes que ocupaban los gases antes de combinarse á dos que ocupa el vapor de agua resultante.

Por último en la combinación de 1 gramo de hidrógeno con 8 de oxígeno para formar 9 gramos de agua en *estado líquido*, se producen 34,5 calorías, que son la expresión del trabajo químico de la combinación, mas los trabajos físicos de la condensación de los tres volúmenes gaseosos á dos, y del tránsito del vapor de agua al estado líquido.

De este principio se deduce que el calor desprendido en una reacción es equivalente á la suma de trabajos que sería necesario efectuar para volver los cuerpos que intervienen en ella á su estado primitivo y que el calor producido ó absorbido en una reacción determinada, varía con el estado físico de los cuerpos que reaccionan, con la temperatura, con la presión etc. Por esto debe referirse siempre el calor de combinación, á los estados gaseoso ó sólido, es decir, á la combinación de gases perfectos que se verifica sin variación de volumen ó á la de cuerpos sólidos que originen compuestos tambien sólidos. Este calor de combinación es por lo tanto la medida de la afinidad de unos cuerpos con otros, afinidad que puede considerarse como una resultante de las acciones en virtud de las cuales están unidos los elementos que forman los compuestos. Por eso se dice que *el trabajo de la afinidad tiene por medida la cantidad de calor desprendido en las transformaciones químicas realizadas en el acto de la combinación.*

II. PRINCIPIO DE LA EQUIVALENCIA CALORÍFICA DE LAS ACCIONES QUÍMICAS.—*Si un sistema de cuerpos simples ó compuestos considerados en condiciones determinadas, experimenta cambios físicos ó químicos susceptibles de conducirlo á un nuevo estado, sin dar lugar á ninguna acción mecánica exterior al sistema, la cantidad de calor desprendida ó absorbida por efecto de estos cambios, depende únicamente del estado inicial y del estado final del sistema; es la misma cualesquiera que sean la naturaleza y la serie de los estados intermediarios.*

Como ejemplo de este principio puede citarse la formación del anhídrido carbónico, ya directamente por la combustión del diamante en el oxígeno, ya indirectamente por la transformación del carbono en óxido carbónico y la de este en anhídrido carbónico.

En el primer caso se tiene:

grms.	grms.	grms.
12 de carbono	+ 32 de oxígeno	= 44 de anhídrido carbónico + 94 calorías.

En el segundo caso se tendrá:

grms.	grms.	grms.
12 de carbono	+ 16 de oxígeno	= 28 de óxido carbónico + 25,8
28 » óx. carbónico	+ 8 »	= 44 de anhídrido carbonico + 68,2

94 calorías

Como consecuencias inmediatas de este principio se deducen los dos teoremas siguientes;

1.º El calor absorbido en la descomposición de un compuesto es precisamente igual al calor desprendido al formarse dicho compuesto, siempre que el estado inicial y el estado final sean los mismos.

2.º La cantidad de calor desprendida en una serie de transformaciones, verificadas sucesiva ó simultaneamente en una misma operación, es igual á la suma de las cantidades de calor desprendidas en cada transformación aislada, siempre que todos los cuerpos que en-ellas intervienen tengan estados físicos absolutamente idénticos.

III. PRINCIPIO DEL TRABAJO MÁXIMO.—Todo cambio químico realizado sin que intervenga una energía extraña (como la del calor, luz, electricidad, etc.) tiende á la formación del cuerpo ó sistema de cuerpos que desprende la mayor cantidad de calor.

De este principio se deduce una consecuencia muy importante conocida en la termoquímica con el nombre de *teorema de la necesidad de las reacciones*, que se enuncia de la siguiente manera: toda acción química susceptible de verificarse sin el concurso de un trabajo preliminar y sin la intervención de una energía extraña, se produce necesariamente si en ella se desprende calor.

El principio del trabajo máximo regula la posibilidad de las reacciones y del teorema que es su corolario se puede deducir su necesidad. Apoyandose en él y en los dos anteriores puede conseguirse no solamente darse cuenta de los fenómenos que acompañan á las acciones químicas, si no tambien preveerlos, así como las circunstancias que les acompañan, previsión reducida á la noción puramente mecánica del trabajo máximo realizado por las acciones particulares.

Algunos ejemplos aclararán lo que acaba de exponerse:

Las combinaciones del cloro, bromo, yodo y azufre con el hidrógeno, desprenden las cantidades de calor anotadas á continuación:

H hidrógeno + Cl gas cloro = ClH ác. clorhídrico gaseoso + 22 calorías.

H " + Br en vapor. = BrH " bromhídrico " + 13,5 "

H " + I " = IH " yodhídrico " + 0,8 "

H " + S " = SH₂ " sulfhídrico " + 2,3 "

H hidrógeno + Cl gas cloro = ClHác. clorhídrico disuelto + 39,3 calorías.

H " + Br en vapor. = BrH " bromhídrico " + 33,5 "

H " + I " = IH " yodhídrico " + 18,6 "

H " + S " = SH₂ " sulfhídrico " + 4,6 "

El cloro como se vé, desprende mas calor que el bromo y yodo al combinarse con el hidrógeno, por consiguiente desalojará á estos de sus hidrácidos en estado gaseoso ó disueltos en agua; á su vez el bromo desalojará al yodo del ácido yodhídrico gaseoso ó disuelto. Puede preverse igualmente que el cloro y el bromo desalojarán al azufre del ácido sulfhídrico gaseoso ó en disolución y que el yodo le desalojará solamente del disuelto, pero que él será desalojado por el azufre, del ácido yodhídrico gaseoso.

De la acción de los hidrácidos sobre algunas sales halógenas se han obtenido los datos siguientes:

BrH + ClAgcloruro argéntico = BrAgbromuro argéntico + ClH 7 calorías.

III + BrAgbromuro " = IAg yoduro " + BrH 6,3 "

III + ClAgcloruro " = IAg " " + ClH 13,3 "

De estos ejemplos se desprende que la acción de los hidrácidos sobre las sales halógenas es por regla general, inversa de la de los elementos halógenos, puesto que los ácidos bromhídrico y yodhídrico desalojan al clorhídrico de los cloruros metálicos y el yodhídrico al bromhídrico de los bromuros.

Con estas breves nociones de termoquímica, tomadas de la obra de Berthelot titulada «*Essai de Mécanique chimique fondé sur la Thermo-chimique*»—París, 1879» se comprenderá fácilmente la grandísima importancia de esta parte de la Química, importancia que cada día va siendo mayor y que indudablemente llegará á cambiar el modo de ser de esta ciencia.

27. Desarrollo de electricidad en la combinación química.—Para demostrar que hay desarrollo de electricidad en la combinación de los cuerpos, no habría mas que recordar el gran número de pilas eléctricas de que hoy dispone la Física, fundadas en distintas reacciones químicas que desarrollan la electricidad. Pero puede demostrarse por el siguiente experimento: si en uno de los extremos del alambre de cobre de un galvanómetro se coloca una cucharilla ó una cápsula de platino, en la que se pone ácido nítrico y se introduce en éste el otro extremo del alambre, inmediatamente acusa la aguja una desviación debida á la corriente eléctrica originada por la combinación del cobre con los elementos del ácido nítrico.

28. Desarrollo de luz en algunas combinaciones químicas.—Las combustiones que continuamente se están efectuando ante nuestra vista, no son otra cosa que combinaciones con producción de luz; la combustión del carbón, de la madera, del aceite, del gas del alumbrado, de las bujías, etc. son el resultado de la combinación del oxígeno, uno de los gases componentes del aire, con algunos elementos de aquellas sustancias, combinación que se verifica con desarrollo de luz.

Puede hacerse un experimento que demuestre en el acto que en algunas combinaciones hay producción de luz; si en una probeta (figura 1.^a) se coloca agua caliente y se echa en ella un trozo de fósforo, este se funde en el fondo de la probeta, y si entonces se hace pasar por él una corriente de gas oxígeno, por medio de una vejiga en cuya abertura haya un tubo para dirigir el gas contenido en ella, cada burbuja que llega á tocar al fósforo produce una llama muy viva, viéndose arder dicho cuerpo debajo del agua. La luz que se produce en este caso, es debida á la combinación del fósforo con el oxígeno, para formar ácido fosfórico que queda disuelto en aquella.

17.5

29. Diferencia entre la combinación y la mezcla.—

No es posible confundir después de lo anteriormente expuesto, la combinación con la mezcla. En esta entran sus factores en proporciones cualesquiera y el cuerpo resultante conserva las propiedades de aquellos, siendo fácil distinguirlos unos de otros á simple vista ó por medio de una lente y separarlos por medios puramente mecánicos ó físicos. Si se mezclan partes iguales de azufre en polvo y hierro en limaduras, por íntima que se haga la mezcla, se distinguen á simple vista y mejor con una lente, las partículas de azufre y las de hierro; el color de la mezcla participa de los colores de ambos cuerpos y si se aproxima una barra imantada, se adhiere á ella el hierro y no el azufre, pudiendo llegar á separarlos por este medio; si se echa la mezcla en agua, se vá al fondo el hierro más pronto que el azufre por su mayor densidad; si se la trata por sulfuro de carbono se disuelve el azufre quedando insoluble el hierro. Pero calentando la mezcla suficientemente,

se verifica la combinación de ambos cuerpos y en el compuesto resultante (*sulfuro de hierro*) de color negro, ya no será posible distinguir ninguno de los componentes, ni aun con el auxilio del mejor microscópio; no se

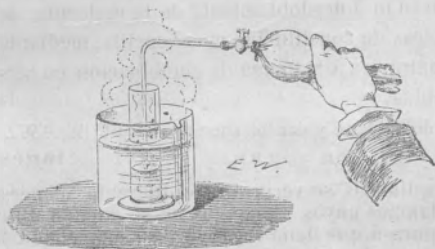


Fig. 1.^a.—Combustión del fósforo debajo del agua.

separarán por medio de la barra imantada, ni echando el cuerpo en agua, ni tratándole por el sulfuro de carbono. Los cuerpos combinados no se separan sino por medios químicos.

30. Reacciones químicas.—Se dá el nombre de *reacción química*, á la acción mútua de dos ó mas cuerpos de la que resulta otro nuevo.

Se llaman *reactivos* á los cuerpos que pueden producir una reacción química actuando sobre otros.

Las reacciones químicas pueden verificarse por *sustitución*, por *doble cambio* y por *adición intermolecular*.

Se dice que hay una *sustitución*, cuando un átomo ó grupo de átomos de una molécula es reemplazado ó sustituido por otro átomo ó grupo de átomos.

Sea la molécula AB formada por los átomos A y B ; si actuando sobre ella el cuerpo M se forma la molécula AM , quedando B libre, se dice que este ha sido sustituido por M y que se ha verificado una reacción por sustitución.

Cuando actuando entre sí dos moléculas hay cambio recíproco de uno ó mas átomos de una de ellas, por uno ó mas átomos de la otra, se dice que se verifica la reacción por *doble cambio ó doble descomposición*.

Si reaccionan las moléculas AB y CD y de esta reacción resultan las AC y BD , por ejemplo, ha tenido lugar entre ellas una doble descomposición.

Se llama *adición ó soldadura intermolecular*, á la reunión de dos moléculas por adherencia. La adición molecular no es una reacción química en el sentido verdadero de esta palabra.

Tomando en un sentido demasiado lato la palabra reacción, suele darse este nombre á un fenómeno químico cualquiera.

31. Descomposición química.—Recibe el nombre de *descomposición química*, la división ó desdoblamiento de la molécula de un cuerpo compuesto en otras de constitución mas sencilla, mediante la acción de causas que contrarian á la fuerza de combinación en virtud de la cual estaban unidas.

La molécula ABC puede desdoblarse y dar los cuerpos AB y C ; la $ABCD$ puede descomponerse en AB y CD , etc.

Las descomposiciones químicas se verifican de diferente manera segun que se trate de sustancias cuyos elementos no se puedan unir directamente á la temperatura á que tiene lugar su descomposición ó que dichos elementos puedan unirse nuevamente; en el primer caso la descomposición no tiene límites, como sucede en los cuerpos explosivos que desprenden calor al descomponerse, y para algunos otros que absorben calor; en el segundo caso la descomposición está limitada por el fenómeno inverso de la recomposición.

32. La combinación y descomposición químicas comparadas con los cambios de estado físico.—Existe una analogía bien manifiesta entre las combinaciones y descomposiciones químicas y los cambios de estado físico de los cuerpos; unos y otros se verifican con desprendimiento ó con absorción de calor; para pasar un cuerpo del estado gaseoso al líquido ó al sólido, desprende calor, como sucede en las combinaciones exotérmicas (23); por el contrario, en el tránsito de un cuerpo sólido al estado líquido ó al gaseoso hay absorción de calor, y lo mismo sucede en la descomposición química de una combinación exotérmica.

En resumen, una combinación ó una descomposición química no

son otra cosa que un *cambio de estado* de un sistema material ó lo que es lo mismo, su transformación en otro sistema, transformación que vá acompañada de cambios de temperatura, es decir, que en ella hay siempre un número de calorías que en unos casos se manifiestan bajo la forma de *calor sensible* al termómetro y en otros se convierten en *calor latente*; calor que en uno y otro caso se emplea en modificar los movimientos de que están animadas las partículas de los cuerpos ó lo que es lo mismo, su *fuerza viva* (1).

33. Causas que modifican la combinación y descomposición químicas—Hay varias causas que influyen modificando la combinación y descomposición, cuyo estudio ofrece gran interés, y son las que se conocen con el nombre de *causas modificantes de la afinidad*. Las mas importantes son el calor, la luz, la electricidad, la cohesión, la presión, la presencia de cuerpos porosos, etc.

De ellas hay algunas que actúan en todas ó casi todas las combinaciones y otras que no ejercen su acción sinó en determinados casos.

34. Acción del calor.—De grandísimo interés es la acción de este agente en las combinaciones químicas; expresándola de un modo general puede decirse que en unas ocasiones determina la combinación de los cuerpos y en otras la destruye, es decir, produce descomposiciones.

Si en un frasco de vidrio se colocan los gases oxígeno é hidrógeno, permanecerán mezclados sin combinarse todo el tiempo que se quiera; pero si se aproxima á la mezcla una cerilla encendida, se verifica la combinación y se forma agua, fenómeno que se percibe por la detonación que se produce; en este ejemplo, el calor de la llama de la cerilla ha determinado la combinación del oxígeno y del hidrógeno. El azúfre y el hierro no se combinan á la temperatura ordinaria, pero lo verifican elevando la temperatura de la mezcla; aquí tambien el calor ha ocasionado la combinación de los dos cuerpos.

Si en una vasija que contenga agua se introduce una esfera de platino calentada al blanco, de la superficie de aquella se desprenden numerosas burbujas gaseosas formadas por la mezcla de los gases oxígeno é hidrógeno; en este caso el calor ha descompuesto el agua, obrando de una manera contraria á la fuerza de combinación. El óxido mercúrico se desdobra por el calor en oxígeno y mercurio y lo mismo otros muchos cuerpos.

(1) La fuerza viva de una partícula está representada por la mitad del producto de su masa por el cuadrado de su velocidad; puede representarse por la expresión $\frac{1}{2} mv^2$

Estas acciones contrarias se explican fácilmente, si se tiene en cuenta que el calor disminuye la cohesión de los cuerpos y favorece por lo tanto el contacto íntimo entre ellos, necesario como ya se ha dicho (20) para que la combinación pueda realizarse; pero puede también suceder que actuando con mayor intensidad que la necesaria, la amplitud de las oscilaciones de los átomos en el interior de las moléculas, les haga salir de la esfera de acción de la afinidad que les unia, produciendo su descomposición.

De lo expuesto anteriormente se deducen varias consecuencias, á saber: 1.^a que todas las combinaciones químicas se descompondrían por la acción del calor, si se pudiera disponer de temperaturas suficientemente elevadas; 2.^a que cada combinación se descompondrá á una temperatura determinada y fija; 3.^a que un compuesto no podrá formarse á la temperatura á que se descompone; 4.^a que los descensos de temperatura impiden que se verifiquen algunas combinaciones; el cobre no es atacado por el ácido nítrico á la temperatura de -20° mientras que á la temperatura ordinaria le ataca con energía.

35. Disociación.—Se dá el nombre de *disociación* á una descomposición incompleta ó parcial de los cuerpos por la acción del calor, limitada por el fenómeno inverso de la combinación parcial á la misma temperatura, de sus componentes. Antes que un cuerpo haya llegado á la temperatura necesaria para descomponerse completamente, una parte de él se desdoblará en sus factores, mientras que el resto permanecerá inalterable, ya porque se haya producido un estado de equilibrio entre las acciones contrarias del calor y de la fuerza de combinación, ya porque algunas moléculas se reconstituyen merced á la afinidad de sus átomos; el agua que no se descompone hasta 2500° , comienza á disociarse á 1000° .

Se llama *tensión de disociación* á la intensidad con que se produce la disociación á una temperatura determinada; esta tensión puede expresarse en milímetros de mercurio, como la tensión de los gases ó de los vapores que se originan por la disociación.

Se puede comparar la disociación á la evaporación de los líquidos; así como estos tienen una temperatura fija de ebullición, cada cuerpo tiene, segun se ha dicho, una temperatura fija de descomposición; los líquidos pueden emitir vapores á temperaturas inferiores á su punto de ebullición y los cuerpos se pueden descomponer parcialmente, es decir, disociarse, antes de su temperatura fija de descomposición; en

espacios limitados la evaporación cesa en cuanto el vapor adquiere una tensión determinada, pero concluye por ser completa si la atmósfera se renueva, y lo mismo sucede con la disociación.

36. Acción de la luz.—Como el calor, unas veces provoca la combinación y otras la destruye, es decir; ocasiona la descomposición total ó parcial de algunos cuerpos.

El cloro y el hidrógeno permanecen mezclados sin combinarse, en la oscuridad; se combinan lentamente expuesta la mezcla á una luz difusa; se unen con detonación si actúan directamente sobre aquella los rayos solares, ó la luz producida por la combustión del magnesio; aquí la luz ha ocasionado la combinación. Algunas sales de plata, como el cloruro, el bromuro, etc., que son blancas, se oscurecen cuando actúa sobre ellas la luz, porque por la acción de esta van experimentando una descomposición mas ó menos completa. El ácido nítrico, algunos óxidos metálicos, como el mercurico, ciertas materias colorantes y otra porción de compuestos químicos, experimentan alteraciones mas ó menos profundas por la acción de la luz. Sabido es por la Física que no tienen las mismas propiedades todos los rayos químicos del espectro, puesto que los ultra-rojos favorecen las combinaciones y los ultra-violetas las descomposiciones.

37. Acción de la electricidad.—Influye sobre la combinación como el calor y la luz, ocasionando unas veces la union de los cuerpos y otras produciendo descomposiciones mas ó menos completas.

Numerosos ejemplos pueden citarse de ambas maneras de actuar, pero ninguno tan convincente como la acción que ejerce sobre los gases hidrógeno y oxígeno, componentes del agua, y la que produce sobre este cuerpo; haciendo saltar una chispa eléctrica en el interior de una mezcla de dichos gases, se combinan éstos con detonación y forman agua; por el contrario, si se hace atravesar una corriente eléctrica por agua, como se verifica en el voltámetro C, (fig.^a 2.^a), aquella se descompone, separándose los dos gases hidrógeno y oxígeno, marchando el primero al polo negativo A y el segundo al positivo B.

Este hecho es de gran interés porque se repite en todas las combinaciones que se descomponen por una corriente eléctrica, yendo un elemento ó grupo de elementos á un polo y los demás al contrario.

Las descomposiciones producidas por la electricidad, reciben el nombre de *electrolisis*.

La propiedad que tienen unos cuerpos de dirigirse á un polo y otros al opuesto, fué el origen de la división que se hizo de ellos en *electro-negativos* y *electro-positivos*, segun que se dirigen al polo positivo ó al negativo, porque electricidades de nombre contrario se atraen

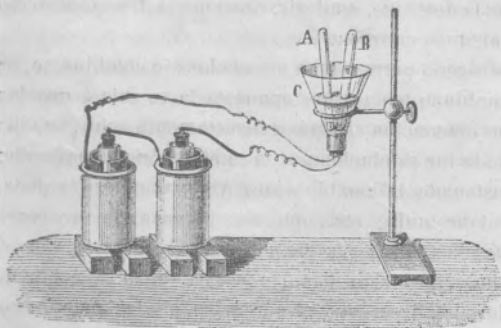


Fig. 2.*—Descomposición del agua por la electricidad.

y las del mismo nombre se repelen. Esta propiedad no es absoluta, puesto que un mismo cuerpo es en unos casos negativo y en otros positivo; sometiendo á la electrólisis el ácido clorhídrico, el cloro se dirige

al polo positivo y el hidrógeno al negativo; pero si se somete á la acción de la corriente eléctrica, el anhídrido hipocloroso (combinación del cloro con el oxígeno), entonces el cloro marcha al polo negativo, es decir, que el cloro es electro-negativo relativamente al hidrógeno y electro-positivo respecto al oxígeno.

Descomponiendo por la electricidad un gran número de compuestos formados por los distintos elementos conocidos, se formó con estos una serie, en la que cada término es mas electro-positivo que el que le precede y mas electro-negativo que el que le sigue; esta serie ha recibido el nombre de *escala electro-química* y es la siguiente:

—Oxígeno,	Boro,	Urano.	Aluminio.
Fluor.	Silicio.	Bismuto.	Ytrio.
Cloro.	Colombio.	Estano.	Terbio.
Bromo.	Titano.	Plomo.	Erbio.
Iodo.	Antimonio.	Magnesio.	Glucinio.
Azufre.	Teluro.	Cerio.	Calcio.
Selenio.	Oro.	Lantano.	Estroncio.
Nitrógeno.	Hidrógeno.	Cobalto.	Bario.
Fósforo.	Osmio.	Niquel.	Litio.
Arsénico.	Iridio.	Hierro.	Sodio.
Molibdeno.	Platino.	Cadmio.	Potasio.
Vanadio.	Paladio.	Zinc.	Rubidio.
Cromo.	Mercurio.	Manganeso.	Cesio.+
Tungsteno.	Plata.	Zirconio.	
Carbono.	Cobre.	Thorio.	

Estos hechos tuvieron gran importancia en los primeros años de

este siglo; fundándose en ellos Davy, Schweigger, Berzelius y otros sabios explicaron los fenómenos químicos refiriéndolos á la misma causa que los eléctricos ideando para ello las *teorías electro químicas*; segun ellas la afinidad es debida á una tensión eléctrica; en el acto de la combinación hay neutralización de electricidades contrarias y cuanto mayor es el antagonismo eléctrico de los cuerpos que se combinan, tanta mayor es su afinidad y mas ostensibles los fenómenos caloríficos y luminosos que acompañan al acto de la combinación; por el contrario, aquellos cuerpos que tienen el mismo carácter eléctrico, es decir, que estan inmediatos en la escala electro-química ó no se combinan (oxígeno y fluor) ó si lo hacen, originan compuestos muy inestables, que se descomponen con mucha facilidad y hasta con detonación algunos de ellos (oxígeno y cloro; yodo y nitrógeno) En la descomposición química los átomos vuelven á su estado eléctrico inicial. Se admitió la polaridad de los átomos para explicar el hecho de funcionar estos unas veces como negativos y otras como positivos

38. Acción de la cohesión.—Por regla general la cohesión es contraria á la afinidad, de tal manera que es necesario para que puedan efectuarse las acciones mútuas entre los cuerpos, destruir su cohesión; si se pone en contacto un fragmento de cal viva, con otro de sal amoniaco, no reaccionan estos cuerpos: pero si se les reduce á polvo y en este estado se les mezcla, inmediatamente se percibe el olor del gas amoniaco, resultado de su reacción. De esto se deduce que para favorecer la combinación es necesario colocar los cuerpos en el mayor grado de división, ya pulverizándolos finamente, ya fundiéndolos ó evaporándolos ó ya disolviéndolos para que pueda haber contacto íntimo entre las particulas de los cuerpos que han de combinarse; este hecho lo expresaban los antiguos diciendo, *corpora non agunt nisi soluta*.

Por el contrario, el exceso de cohesión por parte del cuerpo resultante de la combinación, favorece á esta; ejemplo de ello son la formación de cuerpos insolubles (*precipitados*) por la acción mútua de otros mas solubles.

39. Acción de la presión.—Favorece la combinación en unos casos, la contraria en otros. Si se comprime bruscamente una mezcla de oxígeno é hidrógeno en un eslabón neumático, se combinan formando agua, con producción de calor y de luz; esta combina-

ción es debida, sin duda alguna, al calor que desarrolla la compresión brusca á que se somete la mezcla gaseosa, pues esta misma mezcla sometida á una enorme presión, sumergiéndola á una gran profundidad en el mar, en vasos compresibles, no hay combinación. El gas hidrógeno no sustituye á la plata de algunos compuestos que esta forma, á la presión ordinaria, y puede reemplazarla si actúa sobre ellos á una gran presión.

El calor y muchos ácidos descomponen los carbonatos, siempre que el ácido carbónico desprendido tenga espacio en que difundirse pero si se verifica la reacción en vasijas cerradas, cesa muy pronto (35) por la presión que ejerce el gas ácido carbónico sobre los cuerpos que están reaccionando.

40. Acción de los cuerpos porosos.—Hay cuerpos, gaseosos por regla general, que no se combinan á la temperatura ordinaria á no ser que se les ponga en presencia de ciertas sustancias porosas, como la esponja de platino, la piedra pomez, etc., en cuyo caso se verifica su combinación que vá acompañada de elevación de temperatura del cuerpo poroso. Se explican hoy estos hechos por la condensación que los gases experimentan en el interior de los cuerpos porosos, condensación que produce como es consiguiente un aumento de presión y por lo tanto una elevación de temperatura á la que se debe la combinación.

Durante mucho tiempo se atribuyeron las acciones de los cuerpos porosos y otras análogas, á una fuerza especial que se llamó por Berzelius, *fuerza catalítica*, con lo cual no hizo mas que cambiarlas de nombre, pero no darlas una explicación satisfactoria; á medida que la ciencia progresa se van explicando por causas bien conocidas, las acciones catalíticas ó de presencia, y si aún hay alguna cuya explicación satisfactoria no se haya dado, es de creer que no tardará en darse (Vease *Agua oxigenada*.).

41. Influencia del contacto con cuerpos que están reaccionando.—En algunas circunstancias se verifican ciertas acciones químicas por la sola influencia del contacto con cuerpos que están reaccionando y que parece que transmiten su movimiento y vencen la inercia de aquellos que en las condiciones ordinarias no reaccionarían. El ácido nítrico no ataca al platino, pero si se une este á la plata en proporciones convenientes y se trata despues por dicho ácido, se disuelve no solo esta, sino tambien el platino.

42. Influencia de otras acciones menos importantes.—Además de las anteriores causas modificantes de la combinación, existen otras cuya influencia es mas limitada ó no ha sido tan estudiada; tales son, por ejemplo, la acción de la masa, de la densidad, que es bien manifiesta en la combinación de unos metales con otros, la llamada fuerza cristalogénica, la fuerza vital, cuya influencia se manifiesta claramente en los cuerpos organizados, y por último ciertas acciones mecánicas, como los choques, los rozamientos y las vibraciones, que producen la descomposición de algunos cuerpos, como se verá al estudiar estos.

Se explicaban antes por la influencia de la *masa*, ciertas reacciones contradictorias al parecer, como por ejemplo, la descomposición del vapor de agua por el hierro al rojo, formándose óxido de hierro é hidrógeno, y la reducción del óxido de hierro por el hidrógeno, produciendo vapor de agua y hierro; como para verificar esta reducción se necesita mayor cantidad de hidrógeno que el necesario para combinarse con el oxígeno del óxido de hierro, se decía que el exceso de masa suple á la falta de afinidad. Estas acciones se explican hoy por la disociación de los compuestos que en ellas intervienen.

43. Estado naciente.—Otras de las causas modificantes de la combinación á que antes se daba gran importancia es el llamado estado naciente. Se dió este nombre á la disposición en que se encuentran los átomos en el momento mismo en que, por efecto de una acción química cualquiera, se separan de los cuerpos de que estaban formando parte y antes de que hayan tenido tiempo de unirse entre sí para formar moléculas. Se ha observado que algunos cuerpos que en otras condiciones no se combinan, lo hacen cuando están en el llamado estado naciente; luego este es una causa que favorece la combinación.

Algunos químicos notables como Sainte-Claire Deville, Tomassi (1) y otros, creen no es necesario acudir á esta causa para explicar ciertos fenómenos químicos que se explican perfectamente por las modificaciones calóricas que tienen lugar en las acciones que se tratan de explicar por el supuesto estado naciente.

44. Influencia de las condiciones en que se verifican las acciones químicas.—*Leyes de Berthollet.*—De lo anterior-

(1) *Sobre la no existencia del hidrógeno naciente.*—Memorias presentadas al Instituto de Ciencias de Milan, 1877, por el Dr. Donato Tomassi.

mente expuesto acerca de las causas que modifican la combinación, se deduce como consecuencia lógica que es necesario tener en cuenta las condiciones de temperatura, presión, etc. en que los cuerpos actúan y las del cuerpo ó cuerpos resultantes de la acción química, para preveer el resultado de esta; ciertas reacciones que parecen contradictorias se explican perfectamente teniendo en cuenta dichas condiciones; como ejemplo pueden citarse las siguientes:

El ácido sulfúrico descompone muchos silicatos, formándose un sulfato y quedando libre el ácido silícico; á su vez el ácido silícico descompone los sulfatos, formando silicatos y quedando en libertad el ácido sulfúrico. Estas acciones son, al parecer, contradictorias; pero si se tiene en cuenta que la primera se verifica á la temperatura ordinaria, mientras que la segunda necesita una temperatura muy elevada, á la cual el ácido silícico es fijo y el sulfúrico no, se explican perfectamente.

Ya Berthollet conoció la influencia de estas condiciones y formuló varias leyes que llevan su nombre; hoy se han reducido á dos haciéndolas mas generales, y se enuncian de la siguiente manera:

1.^a *Si de la acción mútua de dos ó mas cuerpos puede resultar otro mas estable ó menos soluble, en las condiciones en que está verificando aquella, la reacción tiene lugar y se produce el cuerpo mas estable ó menos soluble.*

2.^a *Si de la acción mútua de dos ó mas cuerpos puede resultar otro que sea gaseoso ó mas volátil á la temperatura en que se está operando, la reacción se verifica, desprendiéndose el nuevo cuerpo en estado de gas ó de vapor.*

Habrà ocasión de comprobar mas adelante que estas leyes son ciertas casi siempre, teniendo muy pocas escepciones.

LEYES DE LA COMBINACIÓN.

15. Su concepto é importancia.—Conocida ya la afinidad por sus efectos, que son las combinaciones químicas, conocidas tambien las condiciones en que estas se verifican, los fenómenos que las acompañan y las causas que las modifican, es lógico dar á conocer las *leyes que las rigen*. Debe advertirse que estas leyes son resultado de la observación directa de un gran número de hechos, sin fijarse

para nada en las condiciones en que la combinación se efectúa, ni en la naturaleza de los cuerpos que se combinan; son por lo tanto independientes de toda teoría. Su interés es muy grande porque son la base de la Química, dándola verdadero carácter científico y porque sirven de punto de partida para los cálculos químicos.

16. 1.^a—Ley de la conservación de los pesos ó ley de Lavoisier.—*Los átomos al combinarse para formar las moléculas no pierden nada de su peso; de donde se deduce que el peso de un compuesto es igual á la suma de los pesos de los elementos que se han unido para formarle.* Esta ley es una consecuencia de un principio enunciado por algunos filósofos de la antigüedad y recordado por Lavoisier, que dice, refiriéndose á la materia, «en la naturaleza nada se crea y nada se pierde»; hecho que puede comprobarse por medio de la balanza.

17. 2.^a—Ley de las proporciones constantes ó definidas ó ley de Proust.—*Los cuerpos al combinarse lo hacen siempre en proporciones fijas é invariables.* Es decir, que no dependen del capricho del químico las cantidades en que se han de combinar los cuerpos, sino que están sujetas á una ley fija y constante de la que no es posible salirse. Sin esta ley la Química no sería una verdadera ciencia, porque el número de combinaciones que podrían formar dos cuerpos cualesquiera, sería indefinido y sin sujeción á principio alguno.

18. Especie química.—La consecuencia mas interesante que se deduce de esta ley es el concepto de la *especie química*; un cuerpo es una especie química si, cualquiera que sea su origen, está formado siempre por la unión de los mismos elementos y en las mismas proporciones; el *agua* es una especie química, porque siempre es el resultado de la unión de ocho partes, en peso, de *oxígeno* y una parte de *hidrógeno* y aunque se mezclen estos cuerpos en cantidades ponderales diferentes de éstas, no se combinarán mas que en las referidas proporciones, quedando libre ó sin entrar en la combinación, una porción de uno de los cuerpos; el *ácido acético* es también una especie química, porque ya proceda de la oxidación del alcohol ó de la destilación seca de las maderas ó de cualquiera otro origen, siempre está formado por *dos átomos de carbono, cuatro de hidrógeno y dos de oxígeno*. Luego el carácter fundamental de la especie química es la constancia en la composición.

19. Isomeria.—Parecía lógico suponer, conocido lo anterior,

que los mismos elementos unidos en las mismas proporciones, deberían originar el mismo cuerpo y sin embargo esto no es cierto, porque existen cuerpos dotados de propiedades muy diferentes y que tienen la misma composición cualitativa y cuantitativa.

A estos cuerpos se les dá el nombre de *isómeros*, y se llama *isomería* la cualidad que tienen cuerpos diferentes de presentar la misma composición química cualitativa y cuantitativa.

Ejemplos: El *ácido acético* ($C_2 H_4 O_2$) y la *glucosa* ó *azúcar de uva* ($C_6 H_{12} O_6$) están formados por los mismos elementos y en las mismas proporciones y son sin embargo cuerpos de propiedades muy diferentes.

El *formiato de etilo* ($C_5 H_8 O_2$) y el *acetato de metilo* ($C_5 H_8 O_2$) son dos sustancias distintas y sin embargo están formadas por igual número de átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno.

Se comprende fácilmente la isomería por medio de una comparación: de la misma manera que existen palabras diferentes formadas por las mismas letras, como *Roma* y *Amor* por ejemplo, se concibe que pueden existir cuerpos distintos, resultado de la unión de los mismos átomos y en las mismas proporciones.

50. Alotropía.—Un mismo cuerpo, una misma especie química, puede tener la propiedad, llamada *alotropía*, de presentarse en estados diferentes, es decir, con caracteres físicos y químicos diversos, á cuyos estados se les dá el nombre de *alotrópicos*. Ejemplos notables de ellos son el oxígeno y el ozono; el fósforo ordinario y el rojo ó amorfo.

Como en estos estados los cuerpos presentan diferente condensación, suelen llamarse también *cuerpos condensados* á las modificaciones alotrópicas que estos presentan, que pueden ser consideradas como verdaderas combinaciones efectuadas entre átomos del mismo cuerpo, unas veces con desprendimiento y otras con absorción de calor. Esta cualidad no es exclusiva de los cuerpos simples, hay compuestos susceptibles de experimentar también modificaciones alotrópicas.

Existen analogías bien manifiestas entre los cambios de estado físico de los cuerpos y las modificaciones alotrópicas ó isoméricas, que como aquellos, están sujetos á las leyes de la termodinámica; así como los diversos estados físicos de los cuerpos dependen de cantidades mayores ó menores de calor desprendido ó absorbido, las modificaciones alotrópicas é isoméricas son expresión también de modificaciones térmicas de los cuerpos que las presentan.

51. 3.ª—Ley de las proporciones múltiples ó ley de

Dalton.—*Cuando un cuerpo se combina en distintas proporciones con un mismo peso de otro cuerpo para formar vários compuestos, los pesos diferentes del primer cuerpo guardan entre sí relaciones muy sencillas, siendo múltiplos unos de otros.* Esta ley descubierta por Dalton, por lo que lleva su nombre, demuestra que existen relaciones muy sencillas entre las cantidades en peso de dos cuerpos que forman entre sí dos ó mas compuestos. Ejemplo de ella es la serie de las combinaciones del nitrógeno y del oxígeno:

28	de nitrógeno,	con 16	de oxígeno	forman el óxido nitroso.
28	—	32	—	óxido nítrico.
28	—	48	—	anhidrido nitroso.
28	—	64	—	peróxido de nitrógeno.
28	—	80	—	anhidrido nítrico.

es decir, que siendo constante la cantidad de nitrógeno, las de oxígeno varían en relaciones que son entre sí como los números 1, 2, 3, 4 y 5, y por lo tanto muy sencillas.

Esta ley no se aplica solamente á las combinaciones de cuerpos simples entre sí; se verifica también en las combinaciones que tienen lugar entre cuerpos compuestos, como lo demostró Wollaston.

Ejemplo de ello se tienen en las combinaciones de la potasa con el ácido oxálico:

94.274	de potasa	con 90	de ácido oxálico	forman el oxalato potásico neutro.
94.274	—	180	—	bioxalato potásico.
94.274	—	360	—	cuadroxalato potásico.

Es decir que siendo igual la cantidad de potasa en las tres sales, las cantidades de ácido oxálico varían entre sí como los números 1, 2, 3, lo que realiza la ley.

52. 4.ª—Ley de los números proporcionales.—*Los números que representan las cantidades en peso de los diversos cuerpos simples que pueden combinarse con uno de ellos tomado como término de comparación, expresan también exactamente, ó multiplicados por números sencillos, las cantidades en peso según las cuales dichos cuerpos se combinan entre sí.*

Por medio de la balanza se ha determinado que 8 partes en peso de oxígeno ó 16 de azufre ó 35,5 de cloro ó 127 de yodo ó 23 de sodio, etc., se combinan con 1 parte en peso de hidrógeno; pues bien, en cualquiera compuesto que formen el oxígeno, el azufre, el cloro, el yodo, el sodio, etc.,

combinándose entre sí ó con otros elementos, lo harán en cantidades ponderales representadas por los números 8, 16, 35.5, 127.23, etc., respectivamente ó por múltiplos de estos números, es decir, por el doble ó el triplo ó el cuádruplo, etc. de ellos.

53. Equivalentes químicos.—Los números que expresan las cantidades en peso *proporcionalmente* á las cuales se combinan entre sí los cuerpos ó se reemplazan mutuamente en las combinaciones, han recibido el nombre de *números proporcionales* y también el de *equivalentes*, aunque no todos los químicos toman como sinónimas estas expresiones. En efecto, si se limita el concepto de la equivalencia á lo anteriormente expuesto, sin tener en cuenta nada más, entonces son sinónimos los dos nombres; pero si al anterior concepto, se agrega el de igualdad en las funciones químicas, no podrán ser equivalentes mas que aquellos cuerpos que desempeñen el mismo papel ó la misma función química en las combinaciones de que formen parte, y entonces no son idénticas las expresiones número proporcional y equivalente químico.

54. Breve idea histórica de los equivalentes químicos.—No es posible en los estrechos límites de una obra elemental, exponer con detenimiento las fases porque á través de los tiempos ha ido pasando la cuestión relativa á determinar las cantidades en peso de los cuerpos que intervienen en las acciones químicas. Los primeros trabajos hechos con este objeto datan de muy antiguo: en el siglo V, Geber, químico árabe, ya hizo algunos en este sentido; posteriormente á él Van-Helmont, Boyle, Homberg, Boerhaave, Bergmann, Kirwan, Wenzel, Richter y Berzelius hicieron trabajos muy notables que dieron por resultado las leyes que llevan los nombres de los que las formularon (1). Despues han continuado ocupándose de este asunto

(1) Wenzel en 1777, tratando de explicarse por qué se conserva la neutralidad en las sales resultantes de la doble descomposición de otras dos, emprendió una série de trabajos que dieron por resultado la ley que lleva su nombre y que se enuncia de la siguiente manera:

«Si se representan por A, A', A'', A''' los pesos de una série de ácidos que son capaces de neutralizar un peso B de una base determinada, y si se representan por B, B', B'', B''' los pesos de una série de bases capaces de neutralizar el peso A de un ácido determinado, es evidente que las cantidades A', A'', A''' de diversos ácidos, neutralizarán de igual manera las cantidades B', B'', B''' de las diversas bases.»

Unos veinte años despues de haber publicado Wenzel sus trabajos, otro químico alemán, Richter, autor de las primeras tablas de equivalentes, dió á conocer los suyos

gran número de químicos; ha habido un largo período de tiempo en que no se ha empleado otra notación que la fundada en los equivalentes y por lo tanto estos números eran los que figuraban en los cálculos químicos, porque se creía eran expresión de los hechos y que no estaban sujetos á las variaciones que pueden tener otros (pesos atómicos y moleculares) fundados en determinadas hipótesis ó teorías.

55. Determinación de los equivalentes.—Para determinar los equivalentes de los cuerpos se analiza por los procedimientos que la análisis química enseña una cantidad conocida de un compuesto, binario si es posible, del que forme parte el cuerpo cuyo equivalente se trata de determinar, en unión de otro cuyo equivalente se toma por unidad ó que sea ya conocido, y determinados cualitativa y cuantitativamente sus componentes, se calcula por medio de proporciones la *composición centesimal*, es decir, la cantidad que en 100 partes del cuerpo hay de cada uno de aquellos, y con estos datos y el equivalente conocido de uno de ellos, se forma una proporción cuyos términos sean: primero, cantidad que en las 100 partes hay del cuerpo cuyo equivalente se conoce; segundo, cantidad que en las mismas hay del cuerpo cuyo equivalente se busca; tercero, el equivalente conocido y cuarto el que se trata de determinar ó sea la incógnita; resolviendo la proporción se tendrá el valor de ésta, como puede verse en los siguientes ejemplos:

1.º Si se tratara de determinar el equivalente del cloro con relación al del hidrógeno, se analizaría una cantidad conocida de ácido clorhídrico y se hallaría que su composición centesimal es:

97,26	partes de cloro.
2,74	— hidrógeno.
100,00	— ácido clorhídrico.

Con estos datos, se forma la siguiente proporción:

$$2,74 : 97,26 :: 1 \text{ (eq. del hid.º)} : x$$

$$\text{de donde } x = \frac{97,26 \times 1}{2,74} = \frac{97,26}{2,74} = 35,5 \text{ equivalente del cloro.}$$

que tuvieron por objeto estudiar la precipitación de unos metales por otros, de sus disoluciones salinas. El resultado de ellos fué la ley que lleva el nombre de este químico, que se enuncia así:

«En todas las sales de un mismo género, se observa una relación constante entre la cantidad de ácido y la cantidad de oxígeno de la base.»

Posteriormente el célebre químico sueco Berzelius, como consecuencia de las análisis que hizo de muchas sales, con objeto de formar su tabla de equivalentes, modificó la ley de Richter y dió á conocer la siguiente, que lleva su nombre:

«En todas las oxisales de un mismo género existe una relación simple y constante entre la cantidad de oxígeno del óxido y la cantidad de oxígeno del ácido.» Esta relación es de 1 : 1 en los hipofosfitos neutros; de 1 : 2 en los carbonatos, en los sulfitos, etc., de 1 : 3 en los sulfatos, en los arseniatos, en los boratos, en los cromatos, etc., de 1 : 4 en los osmiatos, etc.; de 1 : 5 en los nitratos, arseniatos, etc.; de 1 : 7 en los percloratos, peryodatos, permanganatos, etc., etc.

2.^o Si se tratase de hallar el equivalente del sódio, se analizaría un compuesto de este metal con otro cuerpo de equivalente conocido, por ejemplo el cloro, y se deduciría que la composición centesimal del compuesto (cloruro de sódio) es:

$$\begin{array}{rcl} 60,68 & \text{de cloro.} & \\ 39,32 & \text{— sódio.} & \\ \hline 100,00 & \text{— cloruro de sódio.} & \end{array}$$

Se plantearía la proporción siguiente:

$$\begin{array}{l} 60,68 : 39,32 :: 35,5 \text{ (equiv. del cloro)} : x \\ x = \frac{39,32 \times 35,5}{60,68} = 23 \text{ equivalente del sódio.} \end{array}$$

Este procedimiento bastaría para todos los casos, si cada cuerpo al combinarse con otro no formase mas que un solo compuesto, pero como no es así y el análisis no indica el número de equivalentes de cada elemento que entran á formar el cuerpo analizado, hay que acudir para saberlo á diferentes medios, tales como la ley de Mitscherlich ó del isomorfismo, las densidades de los cuerpos en estado gaseoso, los calóricos específicos, etc.

Aún así y todo, como ha existido y aún existe discordancia para fijar la composición de ciertos cuerpos, habiéndose admitido para algunos dos ó más fórmulas diferentes, sucede que ciertos elementos figuran con dos y aún tres equivalentes distintos y por lo tanto que estos números no son tan invariables como suponen los químicos partidarios de este sistema.

TABLAS DE EQUIVALENTES. Una *tabla de equivalentes* es la reunión de los números que representan los equivalentes de todos los elementos conocidos. El punto de partida para formar estas tablas, ha sido fijar el valor del equivalente del cuerpo que se tome como término de comparación; este cuerpo puede ser cualquiera y también es arbitrario el número que ha de representar su equivalente. Sin embargo dos han sido los que se han tomado como tipos, el hidrógeno á cuyo equivalente se le dió el valor de 1 y el oxígeno, al que Berzelius dió el valor de 100 (1).

Las cuatro leyes anteriores regulan las cantidades en peso de los cuerpos que se combinan; falta para terminar, dar á conocer la ley á que están sujetos los volúmenes de los cuerpos gaseosos ó que pueden afectar este estado.

56. 5.^a—Ley de los volúmenes ó ley de Gay-Lussac.
—*Existe una relación muy sencilla entre los volúmenes de los gases ó de los vapores que se combinan, la suma de estos volúmenes y el volumen del compuesto resultante, si es gaseoso ó puede reducirse á vapor.* Siempre que dos gases ó dos cuerpos en estado de vapor se combinen, sus volúmenes guardan entre sí relaciones muy sencillas, expresadas por números enteros de pocas unidades; además existe también

(1) Con el objeto de no repetir los nombres de los cuerpos simples, se dará á conocer la tabla de equivalentes al mismo tiempo que la de los pesos atómicos.

una relación muy sencilla entre el volúmen del cuerpo resultante, cuando es gaseoso, y la suma de los volúmenes que han entrado en la combinación, observándose que aquel es siempre igual ó menor que ésta, nunca mayor.

1 vol. de *cloro* se comb.^a con 1 vol. de *hidrógeno* y forma 2 vol. de *ác. clorhídrico*.

1 — *oxígeno* — 2 — *hidrógeno* — 2 — *vapor de agua*.

1 — *nitrógeno* — 3 — *hidrógeno* — 2 — *gas amoníaco*.

En el primer ejemplo el volúmen del cuerpo resultante es igual á la suma de los volúmenes que han entrado en la combinación y se dice que ésta se ha verificado sin contracción. En el segundo ejemplo, la suma de los volúmenes que han entrado en la combinación es igual á 3 y el volúmen resultante igual al 2; ha habido contracción de $\frac{1}{3}$; por la misma razón en el tercer ejemplo la contracción ha sido de $\frac{1}{2}$.

Se conoce una fórmula para calcular estas contracciones y es

$$C = \frac{V - v}{V}$$

en la que C representa la contracción, V la suma de los volúmenes que han entrado en la combinación y v el volúmen del cuerpo resultante.

Aplicándola á los ejemplos anteriores, se tendrá:

$$C = \frac{2-2}{2} = \frac{0}{2} = 0 \quad C = \frac{3-2}{3} = \frac{1}{3}, \quad C = \frac{4-2}{4} = \frac{2}{4} = \frac{1}{2},$$

es decir, que en el primero no ha habido contracción; en el segundo la contracción ha sido de un tercio y en el tercero de un medio.

Pesos atómicos y moleculares.

57. Hipótesis de Avogadro y de Ampere.—Admitiendo, como admitía Dalton segun se verá mas adelante, que los números que expresan las cantidades en peso segun las cuales los cuerpos se combinan, representan los pesos de sus átomos, es lógico admitir, conforme á la ley de Gay-Lussac, que las relaciones sencillas de los volúmenes segun las cuales se combinan los cuerpos gaseosos, expresan los volúmenes de sus átomos..

Estos dos órdenes de hechos, el de las proporciones en peso y el de las proporciones en volúmen, han podido enlazarse por medio de un concepto teórico conocido en la ciencia con el nombre de hi-

hipótesis de Avogadro, porque fué emitida por el químico italiano Amadeo Avogadro en 1813, que se enuncia de la siguiente manera: *Los gases simples contienen en igualdad de volumen, de presión y de temperatura, el mismo número de átomos.* Un año despues Ampere la hizo estensiva á los gases simples y compuestos y dijo que contenían unos y otros en el mismo volumen *igual número de moléculas.*

Se funda esta hipótesis en el hecho de que sometidos los gases á presiones iguales se comprimen lo mismo, segun expresa la ley de Mariotte, y se dilatan proximamente lo mismo cuando se les somete á iguales elevaciones de temperatura; dentro de ciertos límites esta proposición se admite como verdadera y se aplica á un gran número de gases simples. Segun esto, volúmenes iguales de dos gases, por ejemplo un litro de hidrógeno y otro de oxígeno, contendrán el mismo número de átomos, siempre que uno y otro estén sometidos á la misma presión y temperatura.

58. Definición de los pesos atómicos.—Se verá al tratar de la teoría atómica que no se puede en el estado actual de la ciencia determinar el peso de los átomos refiriéndole á una unidad ponderal, como el gramo, por ser cantidades de materia tan sumamente pequeñas; pero si es posible, fundándose en lo anterior, determinar su peso relativo, es decir, lo que pesa el átomo de un cuerpo con relación al de otro que se toma como unidad; esta relación es la que recibe el nombre de *peso atómico*.

El cuerpo que se toma como unidad es el hidrógeno á cuyo peso atómico se le dá el valor de 1. Segun esto, cuando se dice que el peso atómico del oxígeno es 16, se dá á entender que el átomo de este cuerpo pesa 16 veces mas que el del hidrógeno.

59. Determinación de los pesos atómicos de los cuerpos gaseosos.—La determinación de los pesos atómicos de los cuerpos gaseosos ó de los que no siéndolo pueden afectar dicho estado, se hace fundándose en lo que acaba de exponerse. No pudiéndose pesar directamente los átomos, segun se ha dicho, hay que recurrir para determinar los pesos atómicos á comparar cantidades de materia que contengan el mismo número de átomos y las relaciones que existan entre sus pesos, serán las mismas que haya entre los de los átomos que los forman, es decir, los pesos atómicos.

De los tres estados que pueden afectar los cuerpos, sólido, líquido y gaseoso, este último es el único que en la actualidad permite se

puedan hacer suposiciones mas ó menos fundadas para poder comparar cantidades de materia que contengan el mismo número de átomos; de aqui la aplicación que se hace de la hipótesis de Avogadro para la determinación de los pesos atómicos, pues bastará comparar entre si los pesos de volúmenes iguales del gas cuyo peso atómico se busca y de hidrógeno, y la relación que exista entre dichos pesos, será el peso atómico de aquel.

Pero comparar entre si pesos de volúmenes iguales de dos gases, es lo mismo que determinar la densidad del uno respecto al otro, puesto que esta es, la relación que existe entre el peso de un volumen de dicho gas y el de un volumen igual de otro que se toma como unidad de densidades. Los físicos refieren estas á la del aire, pero ningun inconveniente hay en referirlas á la del hidrógeno y en este caso la densidad de un gas referida al hidrógeno y su peso atómico, referido á dicho cuerpo, serán cantidades iguales ó sensiblemente iguales.

Como las densidades de los gases se han determinado y se determinan valiéndose del aire como término de comparación, para referirlas al hidrógeno bastará multiplicar la densidad con relación al aire por el número de veces (14,44) que este es más denso que aquel y el producto será la densidad referida al hidrógeno ó sea el peso atómico, como puede verse en el siguiente cuadro:

Nombres.	Densidades referidas al aire.	Densidad del aire referida al hidrógeno.	Densidades referidas al hidrógeno.	Pesos atómicos.
Hidrógeno	0,0693	} $\times 14,44 =$ }	1	1
Cloro	2,44		35,2	35,46
Bromo	5,393		77,8	80
Iodo	8,716		125,8	127
Oxígeno	1,1057		15,9	16
Nitrógeno	0,9714		14,0	14

60. Calóricos específicos.—*Ley de Dulong y Petit.*—El medio anterior no puede utilizarse para aquellos cuerpos que no son gaseosos, ni afectan este estado; para estos hay que acudir á la *ley de los calóricos específicos ó ley de Dulong y Petit*, que dice:

Si se multiplican los números que representan los calóricos específicos de los cuerpos simples líquidos ó sólidos, por los que expresan sus pesos atómicos, se obtiene un producto sensiblemente constante que es 6,4, que ha recibido el nombre de calor atómico.

De aquí se deduce que los calóricos específicos de dichos cuerpos están en razón inversa de sus pesos atómicos, como puede verse en los ejemplos siguientes:

Nombres.	Calóricos específicos.		Pesos atómicos.		Productos.
Azufre... ..	0,1776	×	32,075	=	5,8
Bromo sólido.....	0,0843	×	80	=	6,7
Arsénico cristalizado.	0,0830	×	75	=	6,2
Potasio.....	0,1655	×	39,137	=	6,5
Hierro	0,1138	×	55,9	=	6,4
Oro	0,0324	×	196,2	=	6,4

Expresando este hecho de una manera general, se tendrá la siguiente fórmula

$$C \times P = 6,4$$

en la que C representa el calórico específico y P el peso atómico; de ella se deduce que

$$P = \frac{6,4}{C}$$

6 lo que es lo mismo, que dividiendo el producto constante 6,4 por el calórico específico del cuerpo, se obtiene un cociente igual ó próximamente igual, al peso atómico de aquel.

Algunos cuerpos hacen escepción á esta ley dando productos que difieren bastante del expresado, pero estas escepciones van disminuyendo á medida que se observan mejor sus calóricos específicos, es decir, á medida que se van perfeccionando los procedimientos para hallarles.

En la determinación de los pesos atómicos se debe echar mano también, como en la de los equivalentes, de todos los medios que conduzcan á dar á conocer la verdadera constitución de algunos cuerpos, como por ejemplo, la ley del isomorfismo ó de Mitscherlich, y unos medios deben servir para comprobar los resultados obtenidos por otros y cerciorarse de la exactitud del número adoptado como peso atómico de un cuerpo.

61. Diferencias entre los pesos atómicos y los equivalentes.—Representando los equivalentes químicos las cantidades en peso según las cuales los cuerpos se sustituyen en las combinaciones, pudieran confundirse, y aún algunas veces se han confundido, con los pesos atómicos; el concepto del peso atómico difiere sin embargo de el del equivalente, como lo demuestra el ejemplo siguiente:

El agua está compuesta de 1 parte en peso de hidrógeno y 8 de

oxígeno, es decir, que el equivalente del oxígeno es 8 puesto que es la cantidad de dicho cuerpo que se combina ó que sustituye á 1 de hidrógeno. En volúmenes el agua está formada por 2 volúmenes de hidrógeno y 1 de oxígeno, ó lo que es lo mismo por 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno; es decir, que siendo 1 el peso atómico del hidrógeno, el del oxígeno tiene que ser 16, el doble precisamente de 8 que es el equivalente; las relaciones ponderales en ambos casos son las mismas; de 1 : 8 en el primero; de 2 : 16 en el segundo.

Segun esto el peso atómico tiene sobre el equivalente la ventaja de expresar no solo las relaciones ponderales según las cuales los cuerpos se combinan, que es lo único que expresan los equivalentes, sinó además la relación de composición en volumen; tiene además la de que las fórmulas atómicas expresan mejor que las deducidas de los equivalentes, las analogías que hay entre cuerpos al parecer muy diferentes, como se verá más adelante.

62. Importancia de los pesos atómicos.—Después de amplias discusiones entre los químicos, discusiones que nó es posible exponer en los estrechos límites de una obra elemental, se han ido precisando los pesos atómicos de los cuerpos simples, constituyendo su reunión la *tabla de pesos atómicos* que se dará á conocer mas adelante.

Hoy es de la mayor importancia determinar con exactitud los pesos atómicos de los elementos químicos, porque según los trabajos modernos del químico ruso ~~Mendeleev~~ y del alemán Lothar Meyer, existen relaciones muy importantes entre los pesos atómicos y las propiedades físicas y químicas de los cuerpos simples, de tal manera que éstas están en función periódica con aquellos. Actualmente se ocupan de desenvolver estas ideas algunos químicos notables y si de estos estudios resulta comprobado aquel concepto, como es ya indudable que resultará, se tendrá una buena base para la clasificación natural de los elementos químicos, fundada en el valor de sus pesos atómicos. Al tratar de las clasificaciones se volverá sobre este asunto.

63. Pesos moleculares.—Se dá el nombre de *peso molecular* á la relación que existe entre el peso de la molécula de un cuerpo y la de otro que se toma como término de comparación que es la del hidrógeno. Según la ley de la conservación de los pesos (46) el peso de una molécula será igual á la suma de los pesos de los átomos que entran á formarla; pudiera creerse según esto que no habria necesi-

dad de ocuparse en determinar los pesos moleculares; porque bastaría conocer el número de átomos que forman la molécula y sumar sus pesos para tener el de aquella; pero no es así, en muchos casos hay que tomar como punto de partida para fijar la fórmula de las moléculas el peso de éstas determinado directamente; por esta razón es preciso exponer los procedimientos que pueden seguirse para hacer dicha determinación.

64. Volúmen de las moléculas.—Para determinar los pesos moleculares de los cuerpos gaseosos ó que pueden afectar dicho estado, hay que partir de consideraciones iguales á las que han servido para determinar los pesos atómicos, y para ello es preciso comenzar fijando cual es la magnitud de las moléculas, es decir, cual es el volúmen que ocupan.

Al exponer la ley de Gay-Lussac se vió que los cuerpos gaseosos que se unen en la relación mas sencilla de volúmen, son los que lo verifican en volúmenes iguales y sin contracción, y la expresión mas sencilla de tales compuestos es la que resulta de la unión de un volúmen de un elemento con un volúmen de otro, para formar dos volúmenes del cuerpo resultante, porque no es posible admitir que los cuerpos simples éntren en las combinaciones en cantidades menores que las que expresan sus pesos atómicos, como tendria que suceder para casi todos ellos de no admitirse esto; de aquí se deduce que ninguna molécula puede contener menos de dos volúmenes.

Estudiando las combinaciones gaseosas que resultan de la unión de cuerpos también gaseosos, se ha visto que cualquiera que sea el número de volúmenes que entren en el compuesto, éste ocupa siempre *dos* volúmenes, y por eso los químicos admiten este número como expresión del *volumen molecular*. Sin embargo, no todos están conformes en admitirle y algunos creen que las moléculas de ciertos cuerpos ocupan 4 y aún 8 volúmenes, aduciendo pruebas experimentales en apoyo de su opinión; pero los partidarios del volúmen molecular igual á *dos* sostienen que los datos que han servido de base para fijar las densidades de los vapores de ciertos cuerpos, difieren de los verdaderos por la disociación que experimentan sus moléculas al determinar aquellas densidades. Aún en el día continúa esa discusión, cuyo resultado no puede preverse; pero sea el que fuere, la mayoría de los químicos admiten hoy que todas las moléculas están constituidas por dos volúmenes.

65. Determinación de los pesos moleculares.—Según Avogadro y Ampere, en igualdad de volúmen, siendo las mismas la presión y temperatura, todos los gases encierran el mismo número de moléculas, luego sus densidades guardarán entre sí las mismas relaciones que los pesos de dichas moléculas; determinadas aquellas densidades con relación al aire, para referirlas al hidrógeno hay que multiplicarlas por 14,44; pero conteniendo cada molécula dos volúmenes, es decir, dos veces la densidad, será necesario duplicar el producto obtenido ó lo que es lo mismo, multiplicarle por 2, para tener el peso molecular; estas dos multiplicaciones pueden reducirse á una con solo multiplicar la densidad del cuerpo, referida al aire, por 28,88 (doble de 14,44) y el producto será el peso molecular que se busca.

Si se tratase de hallar el del ácido clorhídrico, siendo su densidad con relación al aire 1,278, se tendrá su peso molecular por medio de la operación siguiente:

$$1,278 \times 28,88 = 36,92$$

número muy próximo á 36,46 que es el peso molecular.

66 Calóricos específicos de las moléculas.—También puede emplearse para determinar los pesos moleculares el procedimiento de los calóricos específicos, que puede aplicarse á los cuerpos que no son gaseosos ni se reducen á vapor. Se ha observado en efecto, que en general cantidades equivalentes de cuerpos que tienen una composición atómica semejante, poseen el mismo calor específico; multiplicando los pesos moleculares de dichos cuerpos por sus calóricos específicos se obtienen productos sensiblemente iguales; á este producto constante se le ha llamado *calor molecular*. Regnault ha expresado esta ley diciendo que *los calores específicos de los cuerpos compuestos están en razón inversa de sus pesos moleculares*.

De lo anteriormente expuesto se deduce que puede utilizarse esta ley para la determinación de los pesos moleculares, de la misma manera que se utiliza la de Dulong y Petit para los pesos atómicos, y unos procedimientos deben servir para comprobar los resultados obtenidos por otros; de esta manera se fijarán bien los pesos moleculares que tanta importancia tienen para determinar las fórmulas de las especies químicas.

TEORÍA ATÓMICA.

67. Objeto de la teoría atómica.—Conocido el hecho de la combinación química, los fenómenos que la caracterizan y las leyes que la rigen, aspiraron algunos químicos á interpretar dichas leyes por medio de un concepto teórico que les permitiese conocer el *por qué* de ellas, es decir, de qué manera se efectúan las combinaciones, cual es su mecanismo. Los trabajos hechos en este sentido dieron por resultado lo que se conoce en la ciencia con el nombre de *teoría atómica*.

68. Hipótesis de los átomos.—La hipótesis de los átomos es muy antigua; algunos filósofos griegos la emitieron seis siglos antes de la era cristiana, para explicar la constitución de la materia; desde aquella época hasta los primeros años del siglo actual se ocuparon de este asunto algunos pensadores notables en sus especulaciones acerca de la materia; pero el que dió á esta hipótesis un carácter práctico dentro del terreno de la Química, fué el inglés John Dalton, profesor de Manchester (1802), que dotado de un genio profundo é investigador, quiso una vez descubiertas las leyes de las proporciones químicas, interpretarlas racionalmente y para ello recordando las ideas de los antiguos filósofos griegos, resucitó la idea de los átomos. Desde la época de Dalton hasta nuestros días, esta hipótesis ha ido ganando terreno, porque ha ido aumentando el número de hechos que interpreta de una manera sencilla y racional, estableciendo entre ellos un enlace teórico sólido, habiéndose elevado á la categoría de una teoría fundamental de la ciencia química.

69. Importancia de la hipótesis de los átomos.—La hipótesis de los átomos y por lo tanto la teoría atómica á quien sirve de fundamento, quedará bien conocida y se comprenderá toda la importancia que tiene, 1.º demostrando la existencia de los átomos; 2.º dando á conocer, hasta donde sea posible, los caracteres de estos; 3.º exponiendo como se interpretan por medio de ella las leyes de las combinaciones químicas; 4.º exponiendo de qué manera actúa sobre los átomos la fuerza de afinidad para reunirlos unos con otros y constituir las moléculas y 5.º estudiando la estructura de estas.

70. Existencia de los átomos.—La existencia de los átomos se demuestra fundándose en primer lugar, en que la materia no

se puede destruir, no se puede reducir á la nada, luego no puede ser divisible hasta el infinito; su divisibilidad tendrá por lo tanto un límite: en segundo lugar, se ha dicho ya que los cuerpos no son un todo continuo de materia, como lo demuestran su porosidad, su compresibilidad, su elasticidad, los cambios de estado, etc., de donde se deduce que están formados por la agregación de partes sumamente pequeñas é indivisibles de materia, que se llaman *átomos*.

Se define el átomo diciendo, que es *la menor cantidad de un elemento que puede existir en un cuerpo, como masa indivisible por las acciones químicas*.

Si un cuerpo se somete á la división por los distintos medios mecánicos y físicos que se conocen, se llegarán á obtener unas porciones de materia, llamadas moléculas físicas ó partículas, que ya no es posible dividir las mas por dichos medios; pero si á estas se las somete á determinadas acciones químicas, aún podrán separarse partes mas pequeñas y ya indivisibles, que son los átomos; el átomo es pues el límite de la divisibilidad química, como la partícula lo es de la divisibilidad física.

71. Carácterés de los átomos.—El átomo es el *individuo químico* y goza de todas las propiedades que caracterizan al cuerpo simple de que está formando parte; quedaria bién conocido si se pudieran percibir sus carácterés físicos, tales como su forma, su magnitud, su peso.

Siendo los átomos tan sumamente pequeños, como muy en breve se dirá, no alcanzan nuestros sentidos, ni aún auxiliados por los poderosos medios amplificantes que hoy se conocen, á percibir cual es su forma; todo lo que acerca de esta se ha dicho está basado en suposiciones mas ó menos fundadas, puesto que no existen datos que puedan contribuir á descubrirla; se supone que tienen la forma esferoidal y se ha calculado que la distancia de sus centros es de una cienmillonésima de milímetro.

Respecto á su magnitud se han verificado también cálculos, basados en datos que no son de este lugar, y de ellos resulta que para contar los átomos químicos contenidos en un trozo de metal del tamaño de una cabeza de alfiler, suponiendo que en cada segundo se contasen mil millones, serían necesarios doscientos cincuenta millones de años (1).

(1) *L'architecture du monde des atomes*, par Marc-Antoine Gaudin.—Paris, 1873.

Ya se ha dicho que no es posible en el estado actual de la ciencia representar su peso refiriéndole al gramo, pero si es posible hallar las relaciones que existen entre los pesos respectivos de los átomos, que es lo que se conoce con el nombre de *peso atómico* (58).

72. Átomos homogéneos y heterogéneos.—A los átomos que tienen la misma naturaleza se les llama *homogéneos* y *heterogéneos* á los de distinta naturaleza: en los cuerpos simples no hay más que átomos homogéneos. No están conformes con esta distinción los filósofos y naturalistas partidarios de la *materia única*; aún en el día se debate esta hipótesis y hay quien admite que los átomos no son más que resultado de la condensación del éter.

73. Interpretación de las leyes de la combinación por la hipótesis de los átomos.—Por medio de la hipótesis de los átomos han recibido una interpretación racional las leyes de la combinación. En efecto, verificándose esta por la yuxtaposición de aquellos (no por penetración como creyeron algunos químicos) y no perdiendo al entrar en la combinación ninguna parte de su materia, puesto que son indivisibles, se comprende que han de conservar sus pesos respectivos y que el peso de la molécula será igual á la suma de los pesos de los átomos que la forman, quedando por lo tanto explicada la *ley de la conservación de los pesos*.

Una misma molécula se formará siempre por la reunión de los mismos átomos y como estos tienen una misma naturaleza y un peso invariable, queda interpretada así la *ley de las proporciones constantes y definidas*. Además, se concibe perfectamente que los átomos de una misma molécula puedan agruparse de diversas maneras, originando cuerpos diferentes, como unas mismas letras pueden formar palabras distintas, y así se explica la isomeria; se comprende también fácilmente que puede haber distintas maneras de agruparse los átomos de los cuerpos simples, produciendo moléculas constituidas por diferente número de aquellos, según hayan sido diferentes las causas bajo cuya influencia se hayan reunido y por lo tanto que esas moléculas aún formadas por átomos homogéneos, tengan propiedades distintas y puedan transformarse unas en otras, quedando así interpretada la alotropía. Ya se ha dicho (50) que la termoquímica interpreta de diferente manera la alotropía y la isomeria.

Si los átomos de dos cuerpos se combinan para dar origen á dos ó mas compuestos, se comprende con facilidad que uno ó un nú-

mero cualquiera, pero constante, de átomos de uno de los elementos estará unido en los distintos compuestos á uno, dos, tres ó más átomos del otro y por lo tanto que las cantidades en peso de éste variarán en la misma relación que el número de sus átomos, que es lo que expresa la *ley de las proporciones múltiples*.

Verificándose la combinación por la reunión de átomos y teniendo estos un peso constante, se comprende que un mismo elemento éntre en todos los compuestos de que forma parte, en cantidades en peso que serán iguales entre sí ó múltiplos de esta cantidad, según que sea un átomo ó más los que entran en la combinación, con lo que queda interpretada la *ley de los números proporcionales*.

Ya se ha visto (57) la relación que existe entre los volúmenes de los cuerpos en estado gaseoso y sus átomos y por lo tanto la importancia de la ley de Gay-Lussac para la teoría atómica.

Atomicidad ó dinamicidad.

74. Capacidad de saturación de los átomos.—Uno de los caracteres más interesantes de los átomos, bajo el punto de vista de la Química, es la fuerza de atracción en virtud de la cual tienden á unirse unos con otros en relaciones determinadas. Esta fuerza de atracción ó potencia de combinación, se manifiesta bajo dos aspectos distintos; uno de ellos está representado por la energía mayor ó menor con que los átomos de un cuerpo simple se unen á los de otro para formar un compuesto, es decir, lo que se ha llamado *afinidad electiva*; el segundo aspecto se expresa por el número mayor ó menor de átomos de otro cuerpo con los que puede unirse un átomo determinado, es decir, que cada átomo está dotado de una capacidad de saturación, de un número de centros de atracción, merced á los cuales puede unirse á uno ó varios átomos de otro cuerpo; este segundo aspecto de la fuerza de atracción de los átomos, ha recibido el nombre de *atomicidad*. Del primero de estos dos aspectos se ha tratado ya al estudiar la afinidad en general: resta ocuparse del segundo.

75. Definición de la atomicidad.—Se dá el nombre de *atomicidad*, de *dinamicidad* ó de *cuantivalencia* (1) al poder de com

(1) La palabra *atomicidad* empleada desde un principio para expresar el poder de combinación de los átomos, es algo impropia porque puede inducir á error, sobre todo

binación de los átomos para formar las moléculas, ó lo que es lo mismo, al número de átomos de otro cuerpo, tomado como unidad de comparación, con que puede unirse el átomo de un elemento. El tipo para medir la dinamicidad es el átomo del hidrógeno, pudiéndose decir que la dinamicidad de un elemento está representada por el número de átomos de hidrógeno con que puede combinarse.

76. Átomos monodinamos y polidinamos.— El átomo del cloro, el del bromo, el del yodo, etc., no se combinan mas que con uno de hidrógeno, que satisface completamente á su fuerza de afinidad y se dice que tienen un poder de combinación igual á uno, ó lo que es lo mismo, que el cloro, el bromo, el yodo, etc., son *mono-atómicos*, *monodinamos* ó *monovalentes*; los del oxígeno, azufre, selenio, etc., necesitan dos átomos de hidrógeno para satisfacer su fuerza de afinidad, es decir, tienen un poder de combinación igual á dos y se dice que el oxígeno, el azufre, el selenio, etc., son *di-atómicos*, *didinamos* ó *bivalentes*; el del nitrógeno, exige para saturarse tres átomos de hidrógeno y es por lo tanto *tri-atómico*, *tridinamo* ó *trivalente*; el del carbono, cuatro de hidrógeno y es por lo tanto *tetra-atómico*, *tetradinamo* ó *tetravalente*; por la misma razón se llamarán *penta-atómicos*, *pentudinamos* ó *pentavalentes*, *hexa-atómicos*, *hexadinamos* ó *hexavalentes*, etc., á aquellos cuerpos cuyos átomos necesiten para saturarse *cinco*, *seis*, etc., átomos de hidrógeno.

Los cuerpos cuya atomicidad es superior á uno, reciben el nombre genérico de *poli-atómicos*, *polidinamos* ó *polivalentes*.

La dinamicidad de aquellos elementos de los que no se conocen combinaciones con el hidrógeno, se mide por los compuestos que forman con otros de dinamicidad conocida.

La determinación de la dinamicidad de los átomos está siendo objeto de incesantes investigaciones por parte de los químicos modernos, puesto que este caracter sirve de base á la clasificación y puede deducirse de él la estructura y aún el número de las combinaciones que un cuerpo podrá formar con otros. En algunos elementos es tarea difícil esta determinación por la complicación aparente de los compuestos que forman, y hay que hacerla estudiando comparativamente gran número de combinaciones de las que forme parte el

cuando se emplean sus derivados, tales como átomos diatómicos, triatómicos, etc. Por eso se ha propuesto sustituirla por las de *dinamicidad* ó *coactivencia*, que no tienen los inconvenientes que aquella.

cuerpo cuyo poder de combinación se busca; algunas veces puede confundirse la capacidad de saturación aparente, con la dinamicidad verdadera.

De lo anteriormente expuesto se deduce, que un átomo monodínamo solo se saturará por otro monodínamo; uno didínamo, con dos monodínamos ú otro didínamo; un tridínamo, con tres monodínamos ó con un didínamo y un monodínamo ó con otro tridínamo; un tetradínamo, con cuatro monodínamos ó con dos didínamos ó con un ridínamo y un monodínamo ó con otro tetradínamo, y así sucesivamente.

No se crea por esto que no pueden formar los átomos más combinaciones que las mencionadas; pueden los polidínamos enlazarse unos con otros por alguno de sus centros de atracción y formar una cadena más ó ménos larga, que será la expresión de los cuerpos cuya composición sea más ó menos complicada; los extremos de esta cadena, si es completa, los formarán dos átomos monodínamos.

77. Estructura de las moléculas.—Se define la molécula diciendo, que es *una reunión de átomos que constituyen la menor cantidad de materia de un cuerpo simple ó compuesto que puede existir en estado de libertad y transportarse íntegra de una combinación á otra en las reacciones químicas*. A las acciones químicas que tienen lugar entre dos moléculas, se las llama intermoleculares y todas ellas se reducen á una sustitución ó á una doble descomposición.

Las moléculas pueden estar formadas por átomos homogéneos y se llaman *moléculas simples*, como las de los elementos químicos; ó por átomos heterogéneos y se llaman *moléculas compuestas*, como las de los cuerpos compuestos.

Siendo las moléculas una reunión de átomos y estando éstos dotados de una dinamicidad determinada, podrá ocurrir que todas sus dinamicidades se equilibren unas con otras, no quedando ninguna libre, ó por el contrario que quede alguna dinamicidad libre; en el primer caso se dice que el sistema de átomos que forma la molécula, está en equilibrio y que esta es *completa ó cerrada*; en el segundo caso se dice que la molécula es *incompleta ó abierta*. Si un cuerpo triatómico, por ejemplo, tiene sus tres dinamicidades satisfechas por tres átomos de un monoatómico, formarán una molécula cerrada ó completa; pero si de las tres dinamicidades solo dos están satisfechas, quedará la tercera libre y la molécula es incompleta ó abierta.

Los átomos de los cuerpos simples puede considerárseles como moléculas incompletas ó abiertas puesto que su dinamicidad ó sus dinamicidades están sin saturar.

De esta manera se explica lo que se llama estado naciente (43) pues cuando los átomos de un cuerpo no se han saturado unos con otros, están en disposición de combinarse ó saturarse con los de otro cuerpo y por lo tanto se concibe que en dicho estado se combinen directamente algunos que no lo hacen en otras circunstancias.

78. Radicales químicos.—*Su división.*—Se da el nombre de *radicales químicos* á las moléculas incompletas ó abiertas. Pueden ser *simples* y *compuestos*; los simples son los elementos químicos, como el hidrógeno, el oxígeno, el potasio, etc.; los compuestos son las moléculas compuestas abiertas, como el cianógeno, el amonio, etc.; también se dividen en *reales* é *hipotéticos*; son reales, aquellos que se ha conseguido aislarles, como el cianógeno: son hipotéticos, aquellos que hasta ahora no se les ha aislado, pero cuya existencia se admite, ya porque puede considerarse como indudable, ya porque admitiéndoles se facilita notablemente la explicación de las acciones químicas que se verifican en ciertos cuerpos y las analogías de estos con otros; tales son el fluor, el amonio, etc.; por último, por su dinamicidad se dividen los radicales en *monodinamos*, *didinamos*, *tridinamos*, etc.; según que sus moléculas tengan una, dos, tres, etc., dinamicidades libres,

79. Medios gráficos de representar la estructura de las moléculas.—Son varios los medios gráficos propuestos para representar la diversa dinamicidad de los átomos y su agrupación al formar las moléculas cerradas y las abiertas ó radicales, facilitando la comprensión de todo lo que acaba de exponerse; uno de ellos es el ideado por Kekulé, que representa los átomos y sus dinamicidades de la siguiente manera:

ÁTOMOS.



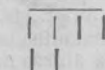
MOLÉCULAS COMPLETAS Ó CERRADAS.



MOLÉCULAS INCOMPLETAS Ó ABIERTAS.



radicales monodínamos.

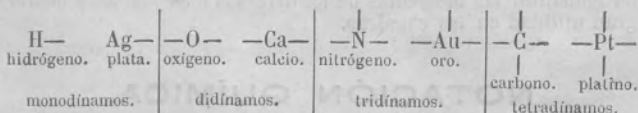


radical didínamo.

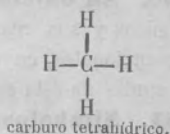
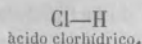


radical tridínamo.

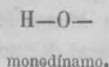
También puede hacerse esta representación de una manera ménos general, valiéndose del símbolo de cada elemento y colocando á sus lados tantos guiones cuantas sean sus dinamicidades:



MOLÉCULAS COMPLETAS Ó CERRADAS.



MOLÉCULAS ABIERTAS Ó RADICALES.

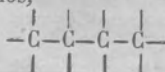


Por la simple inspección de los ejemplos anteriores se comprende que un átomo monodínamo al unirse con otro de su especie no deja libre ninguna dinamicidad,

que los átomos didínamos pueden dejar libres las dos dinamicidades de los extremos, saturándose las intermedias,

que los tridínamos, además de las de los extremos, pueden dejar libres tantas dinamicidades como átomos se enlazan,

que los tetradínamos dejan libres cada uno dos dinamicidades y además las dos de los extremos,



y generalizando, se tendrá que un número cualquiera n de átomos polidinamos, se enlazarán según queda expuesto, dejando libre un número de dinamicidades que quedarán representadas por las expresiones, $2, n+2, 2n+2, 3n+2$, etc., según que sean didinamos, tridinamos, tetradinamos, pentadinamos, etc. No se crea por esto que los polidinamos no pueden unirse más que de esta manera; pueden hacerlo también saturando más centros de atracción y dejando libres menos dinamicidades que las que se deducen de la expresión general correspondiente.

Hoffmann ha ideado para representar las moléculas, unas esferas de madera con tantos apéndices metálicos cuantas sean las dinamicidades del átomo que representan; dichos apéndices están dispuestos de modo que pueden enlazarse unos con otros y de esta manera poder constituir las moléculas de los diversos cuerpos. Este medio es de gran utilidad en las cátedras.

NOTACIÓN QUÍMICA.

80. Su objeto.—Para representar abreviadamente las especies químicas y sus reacciones, se ha ideado un sistema de símbolos convencionales, cuyo conjunto constituye la escritura de la Química; el estudio de ésta es el objeto de la *notación química*.

81. Símbolos.—Berzelius propuso que se representasen los elementos químicos por la inicial de su nombre latino, eligiendo ésta y no la del nombre en alguna de las lenguas vivas, para que los símbolos fuesen aceptados sin dificultad por todos los químicos. Como hay varios cuerpos cuyos nombres latinos tienen la misma inicial, se añade á ésta, otra letra minúscula consonante ó vocal del nombre del cuerpo, que siendo distinta para cada uno de ellos, les diferencie; así por ejemplo se diferencian bien los símbolos del *Carbono*, C; del *Cloro*, Cl; del *Cromo*, Cr; del *Calcio*, Ca; del *Cobre*, Cu, etc.; el del *Hidrógeno*, H, y el del *Mercurio*, Hg; el del *Oxígeno*, O, y el del *Osmio*, Os; etc. (1).)

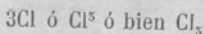
Estos símbolos no tienen solamente carácter cualitativo sino también *cuantitativo*, es decir, que expresan una cantidad determinada del cuerpo á quien representan y es, en la notación por átomos, *un átomo y su peso*; en la notación por equivalentes, *un equivalente* (2):

(1) Berzelius propuso representar los cuerpos anógenos por símbolos especiales que eran un punto (.) para el oxígeno, una coma (,) para el azufre, un guión (—) para el selenio, y el signo (+) para el telurio.

(2) En esta obra se empleará la notación por átomos.

de suerte que el símbolo O es la expresión de un átomo de *Oxígeno*, cuyo peso es 16, ó de un equivalente que es 8.

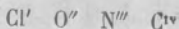
+ **82. Coeficientes y exponentes.**—Para expresar el número de átomos ó de equivalentes de un elemento que entran en un compuesto ó que funcionan en una reacción química, se emplean *exponentes* y *coeficientes*, es decir, números que colocados á la derecha del símbolo, ya en la parte superior, ya en la inferior, ó bien á su izquierda, expresen el número de átomos ó de equivalentes del cuerpo; así para indicar *tres* átomos ó *tres* equivalentes de *cloro* se hace de la siguiente manera:



en el primer caso se ha empleado un coeficiente, en los otros dos un exponente ó índice.

Téngase en cuenta que estos no expresan que la cantidad (átomo ó equivalente) se haya de elevar á la potencia por ellos indicada, sino las veces que se han de repetir ó tomar por sumando; por eso es conveniente colocarlos en la parte inferior para establecer alguna distinción con los que emplea la Aritmética.

En la teoría de la dinamicidad se acostumbra además á que el símbolo exprese la del elemento ó radical, poniendo á su derecha en la parte superior tantas comillas como unidades tiene aquella y si éstas pasan de tres, se emplean números romanos pequeños, como en los siguientes ejemplos:



que indican que el *cloro* es *monodinamo*, el *oxígeno* *didinamo*, el *nitrógeno* *tridinamo* y el *carbono* *tetradinamo*. En los elementos monodinamos suele suprimirse la comilla.

+ **83. Tabla de los elementos.**—La siguiente tabla contiene los nombres de los cuerpos simples conocidos hoy, seguidos de sus símbolos, de sus pesos atómicos y de sus equivalentes respectivos, excepto en aquellos que aún no han sido determinados: (1)

(1) Además de los cuerpos simples comprendidos en el cuadro siguiente, se ha indicado (1878, 1879 y 1880) la existencia de varios metales á los que se han dado los nombres de *tulio*, *holmio*, *mosandrio*, *samarium* (Sm) é *ytterbio*. Es probable que algunos de estos cuerpos sean una misma sustancia en diferentes estados de pureza, debiendo antes de admitirlos como tales elementos esperar á que sean mejor estudiados. También se ha indicado por Mr. Phipson la existencia de un nuevo elemento metálico en el zinc del comercio, al que propone se le dé el nombre de *Actinio*. (Nota leída en la Academia de Ciencias de París en Agosto de 1881).

Cuerpos simples ó elementos químicos.

NOMBRES.	Símbolos.	Pesos atómicos.	Equiva- lentes (H=1)	NOMBRES.	Símbolos.	Pesos atómicos.	Equiva- lentes (H=1)
Aluminio. . .	Al ^{vi}	27,4	13,75	Litio. . . .	Li ⁱ	7,02	7
Antimonio. .	Sb ⁱⁱⁱ	120	120	Magnesio. .	Mg ⁱⁱ	24	12
Arsénico. . .	As ⁱⁱⁱ ó Ar ⁱⁱⁱ	75	75	Manganeso. .	Mn ^{vi}	55	27,50
Azufre. . . .	S ⁱⁱ	32	16	Mercurio. . .	Hg ⁱⁱ	200	100
Bario.	Ba ⁱⁱ	137	68,50	Molibdeno. .	Mo ^{vi}	96	46
Bismuto. . . .	Bi ⁱⁱⁱ	210	208	Neptunio. . .	Np	118	•
Boro.	B ⁱⁱⁱ ó Bo ⁱⁱⁱ	11	11	Niobio. . . .	Nb	94	93
Bromo.	Br ⁱ	79,95	80	Niquel. . . .	Ni ^{vi}	58,7	29,50
Cadmio. . . .	Cd ⁱⁱ	112	56	Nitrógeno. .	N ⁱⁱⁱ ó Az ⁱⁱⁱ	14,05	14
Calcio.	Ca ⁱⁱ	40	20	Norio?	No	•	•
Carbono. . . .	C ^{iv}	12	6	Oro.	Au ⁱⁱⁱ	197	196
Cerio.	Ce ^{vi}	92	46	Osmio.	Os ^{vi}	200	100
Cesio.	Cs ⁱ	133	133	Oxígeno. . .	O ⁱⁱ	16	8
Cloro.	Cl ⁱ	35,46	35,50	Paladio. . . .	Pd ^{iv}	106,6	53
Cobalto. . . .	Co ^{vi}	58,7	29,50	Plata.	Ag ⁱ	107,93	107,93
Cobre.	Cu ⁱⁱ	63,5	31,70	Platino. . . .	Pt ^{iv}	197,5	98,94
Cromo.	Cr ^{vi}	52,5	26,24	Plomo.	Pb ⁱⁱ	207	103,5
Davio.	Da	152	•	Potasio. . . .	K ⁱ	39,137	39,11
Decipio? . . .	Dp	•	•	Rodio.	Ro ^{iv}	104,4	52,16
Didimio. . . .	Di ^{vi} ó Dvi ^{vi}	96	48	Rubidio. . . .	Rb ⁱ	85,4	85,4
Erbio.	Er ^{vi} ó E ^{vi}	171	40	Rutenio. . . .	Ru ^{iv}	104,4	52,16
Escandio. . .	Sc	45	•	Selenio. . . .	Se ⁱⁱ	79,5	39,5
Estañio. . . .	Sn ^{iv}	118	59	Silicio.	Si ^{iv}	28	14
Estroncio. . .	Sr ⁱⁱ	87,5	43,75	Sodio.	Na ⁱ	23,04	23
Filipio? . . .	Fp	•	•	Talio.	Tl ⁱ ó Th ⁱ	231,5	203
Fluor.	Fl ⁱ	19	19	Tántalo. . . .	Ta	182	37,69
Fósforo. . . .	Ph ⁱⁱⁱ ó P ⁱⁱⁱ	31	31	Teluro.	Te ⁱⁱ	129	65,5
Galio.	Ga	68	•	Terbio.	Tr	•	29,60
Glucinio. . . .	Gl ^{vi}	14	7	Titano.	Ti	50	25
Hidrógeno. . .	H ⁱ	1	1	Torio.	To	231,5	59,5
Hierro.	Fe ^{vi}	56	28	Tungsteno. . .	W ⁱⁱⁱ	187	92
Ilmenio. . . .	Il ⁱ	105	•	Urano.	U ⁱⁱ ó Ur ⁱⁱ	120	59,40
Indio.	In ⁱⁱⁱ	113,4	36	Vanadio. . . .	V ⁱⁱⁱ	137	68,46
Iridio.	Ir ^{iv}	197	98,60	Yodo.	I ⁱ	126,85	127
Itrio.	It ^{vi} ó Iv ⁱ	64	32	Zinc.	Zn ⁱⁱ	65	32,53
Lantano. . . .	La ^{vi}	92	46	Zirconio. . . .	Zr	48,75	48,75

84. Fórmulas químicas.—Los cuerpos compuestos se representan en la notación química por medio de fórmulas. Estas se construyen agrupando los símbolos de los elementos que entran á formarlas, cada uno con su exponente respectivo, comenzando generalmente por el símbolo del cuerpo mas electro-negativo y terminando por el del mas electro-positivo.

85. División de las fórmulas químicas.—Las fórmulas químicas se dividen en *empíricas* y *rationales*. Las primeras expresan los elementos que forman un cuerpo y su cantidad, es de-

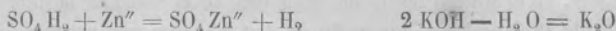
cir, el número de sus átomos ó equivalentes, pero no indican como están agrupados estos. Las segundas, además de representar los elementos y su cantidad, dan razón ó explican como están agrupados. Las primeras son resultado del análisis; las segundas dependen de las diversas hipótesis que se hacen para explicar la constitución de las especies químicas. Ejemplos:

SO_4H_2 es una fórmula *empírica* del ácido sulfúrico.

$\text{SO}_3, \text{H}_2\text{O}$ " " " *racional* del mismo cuerpo.

86. Igualdades químicas.—Los símbolos y las fórmulas no solo se emplean para representar cualitativa y cuantitativamente los cuerpos simples y compuestos, sirven también para expresar las acciones que entre ellos tienen lugar y esto se consigue por medio de las *igualdades químicas*.

Se dá este nombre á la reunión por medio del signo = de dos expresiones que representan respectivamente los cuerpos que intervienen en una reacción y el resultado de ésta. Las igualdades químicas (llamadas comunmente *ecuaciones*, aunque con poca propiedad porque no contienen ninguna incógnita) tienen por fundamento el principio ya enunciado (46) de que en la naturaleza ni se pierde ni se crea materia, no hace mas que metamorfosearse; por lo tanto la misma cantidad de materia que entra en una reacción habrá después de ésta, luego la representación de este hecho debe ser una igualdad. Se llama primer miembro á todo lo escrito á la izquierda del signo = y segundo miembro á lo que está á su derecha. Los cuerpos que intervienen en la reacción y los que resultan de ésta se separan unos de otros por medio del signo + y alguna vez se emplea el signo —. Las expresiones siguientes son dos igualdades químicas:



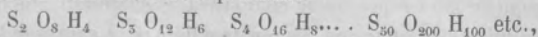
87. Determinación de las fórmulas empíricas.—

Para determinar la fórmula empírica de un compuesto se halla su composición centesimal por medio del análisis, se divide la cantidad que en cien partes hay de cada elemento por su peso atómico (ó por su equivalente si se quiere tener la fórmula en equivalentes) y se obtienen así tantos cocientes como elementos distintos contenga el cuerpo; éstos cocientes estarán entre sí en la misma relación que el número de átomos de cada elemento que haya en el compuesto; se expresa dicha relación en números enteros, si ya no lo está, y estos serán los esponentes respectivos de cada elemento en la fórmula del cuerpo.

Supóngase que se trata de hallar la fórmula empírica de un compuesto de hidrógeno, oxígeno y azufre, cuya composición centesimal es la siguiente:

S = 32,654	dividiendo estas cantidades por los pesos atómicos respectivos, se tendrá:	$\frac{32,654}{32} = 1,020$ de S.
O = 65,306		$\frac{65,306}{16} = 4,080$ de O.
H = 2,040		$\frac{2,040}{1} = 2,040$ de H.
100,000		

el segundo de estos cocientes es cuádruplo del primero y el tercero duplo de éste, de suerte que están en la misma relación que los números 1, 4 y 2; luego la fórmula del compuesto será $\text{SO}_4 \text{H}_2$, es decir, la del ácido sulfúrico. Las expresiones



que están formadas por los mismos elementos y en la misma proporción que la $\text{SO}_4 \text{H}_2$, serán otras tantas fórmulas empíricas de este cuerpo; luego un mismo cuerpo puede tener cuantas fórmulas empíricas se quiera.

88. Fórmulas racionales.—Las fórmulas racionales están sujetas á la hipótesis que se haga acerca de la constitución de las moléculas, puesto que no alcanzando nuestros sentidos ni aun auxiliados de los instrumentos mas perfectos que hoy se conocen, á percibir como están agrupados los átomos, para formar aquellas se hace preciso entrar en el terreno de las suposiciones á fin de darse cuenta de dicha agrupación, y como pueden ser várias las que se hagan, también serán várias las fórmulas racionales de un mismo cuerpo cuando no debiera ser más que una.

Dos son las hipótesis mas admitidas en Química para explicar la constitución de los cuerpos y por consiguiente para formularles racionalmente, la *dualística* y la *unitaria*.

89. Dualismo.—Lavoisier, Berthollet, Guyton de Morveau y Fourcroy, en el último tercio del siglo pasado al reformar la nomenclatura de la Química y con el fin de dar á los nuevos nombres un fundamento científico, tuvieron necesidad de establecer una hipótesis para explicar la constitución de las especies químicas y admitieron el *dualismo* como base de aquella.

En esta hipótesis se supone que todo compuesto químico está formado por la combinación de *dos* cuerpos simples ó de *dos* compuestos mas sencillos, es decir, que todos son *binarios* de primero, de segundo ó de tercer orden, segun que les formen dos simples ó dos binarios de primer orden ó dos de segundo, etc. Observaciones

y experimentos no tan exactos como los que posteriormente se han practicado acerca de ciertos hechos, dieron á la *teoría dualística* tal importancia que aún hay químicos muy eminentes partidarios de ella y que continúan empleando su notación. Es un hecho, por ejemplo, la combinación de los ácidos con las bases para formar las sales y la descomposición de estas por la corriente eléctrica, al parecer, en ácido y base; nada tiene de particular que se hayan formulado las sales, y aún algunos las formulen, suponiendo que en ellas subsisten el ácido y la base y que lo expresen separándolos en las fórmulas con una coma, como por ejemplo en la fórmula dualística del sulfato cálcico, SO_3, CaO .

Las fórmulas dualísticas hacen suponer que la afinidad tiene en ellas dos modalidades: una para unir los cuerpos simples que han de formar los binarios de primer orden y otra para unir estos entre sí y formar los binarios de segundo ó tercer orden; estas dos modalidades son la expresión de la influencia del carácter eléctrico de los cuerpos en sus combinaciones; estas se efectuarán de cuerpos simples con otros simples ó de compuestos con compuestos, nunca de un simple con un compuesto; se reemplazarán en los compuestos cuerpos de un carácter eléctrico determinado por otros del mismo carácter pero mas acentuado, es decir, un cuerpo electro-negativo por otro mas electro-negativo ó un electro-positivo por otro mas electro-positivo, nunca un electro-positivo por un electro-negativo.

90. Unitarismo.—*Sustituciones.*—Un hecho muy sencillo descubierto por Gay-Lussac y generalizado despues por Dumas y otros químicos, vino á modificar las ideas admitidas hasta entonces para explicar la constitución de los cuerpos. Ocupándose aquel químico de blanquear la cera por medio del cloro, observó que el producto obtenido presentaba caracteres que diferían de los de la cera ordinaria y que llamaron su atención; hecho el análisis de dicha cera vió que su composición habia variado, que contenía entre sus elementos cloro y que este habia *sustituido* á parte de su hidrógeno, átomo por átomo. Algunos años después, en 1840, Dumas hizo actuar el cloro sobre el ácido acético y obtuvo los ácidos cloro-acéticos derivados de aquel por sustitución de su hidrógeno por el cloro.

Estos hechos y otros muchos que se fueron descubriendo y que no podían recibir una explicación satisfactoria en la teoría dualística, que eran contrarios á los principios admitidos por esta, puesto que en ellos se vé que un cuerpo simple puede combinarse con un compuesto y que un elemento electro-negativo reemplaza á otro electro-positivo, manifestando evidentemente que el papel que desem-

peñan los elementos en los compuestos no depende de su carácter eléctrico sino del lugar que ocupan en aquellos, trataron de interpretarlos los químicos de una manera racional y dieron origen á la *teoría de las sustituciones ó metalepsia* de Dumas y á la *teoría de los tipos*, y por lo tanto desde aquella época se admitió que las especies químicas no están constituidas como supone la hipótesis dualística estableciéndose lo que Gerhardt llamó *sistema unitario ó teoría unitaria*.

No se admitió desde entonces que el carácter eléctrico de los cuerpos tenga influencia en la manera de agruparse los átomos en las moléculas y por lo tanto que haya que suponer las dos modalidades de la afinidad: esta actúa de una sola manera formando edificios moleculares *únicos* en los cuales un elemento puede ser *sustituido* por otro del mismo valor sin que la molécula pierda su forma, ni en algunos casos su carácter químico.

Para los químicos partidarios de estas ideas ninguna combinación se efectúa por adición molecular sino por *sustitución*; mas adelante se verá que esta opinión no puede admitirse tan en absoluto y que algunos cuerpos están formados por adición molecular.

91. Teoría de los tipos.—La teoría de los tipos fué una consecuencia natural de las sustituciones. Comparados los cuerpos que dan origen á varios derivados por sustitución, con estos derivados, se dijo que todos pertenecían al mismo *tipo*. Pero aquellos unas veces conservan las propiedades fundamentales del cuerpo de donde se derivan y otras no: en el primer caso dijo Dumas que aquellos cuerpos pertenecían al mismo *tipo químico*; en el segundo caso dijo Regnault que pertenecían al mismo *tipo mecánico*.

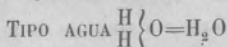
Del ácido acético.	$C_2 H_4 O_2$	se derivan por sustitución
el ácido monocloracético.	$C_2 H_3 Cl O_2$	
» bicloracético.	$C_2 H_2 Cl_2 O_2$	
» tricloracético.	$C_2 H Cl_3 O_2$	

se dice que estos pertenecen al mismo tipo químico, puesto que los derivados conservan las propiedades del cuerpo primitivo.

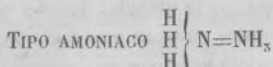
Del agua.	$H_2 O$	se derivan por sustitución
el ácido hipocloroso.	$Cl H O$	
y el hipoclorito de sódio.	$Cl Na O$	

estos tres cuerpos pertenecen al mismo tipo mecánico porque las propiedades fundamentales han variado.

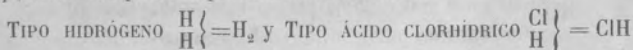
92. Diversas clases de tipos.—En la forma anteriormente expuesta no era susceptible de mucha generalización la teoría de los tipos, puesto que era necesario admitir tantos como cuerpos dan origen á otros por sustitución; por esto se modificó muy pronto reduciendo el número de aquellos á tres ó cuatro, adoptándose la idea de que las moléculas de todas las especies químicas podían referirse á las de esos tres ó cuatro tipos. Eran estos los siguientes;



introducido en la ciencia por Laurent que refirió á él las fórmulas de algunos óxidos metálicos.

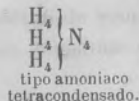
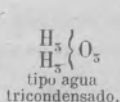
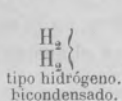


ideado por Wurtz en 1849 para referir á él las fórmulas de algunos amoniacos compuestos que había descubierto.

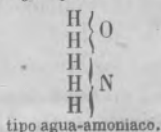
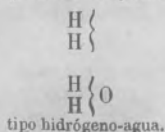


ideados por Gerhardt y que pueden reducirse á uno solo.

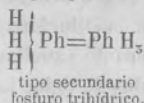
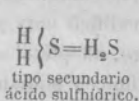
TIPOS CONDENSADOS. Incluidos dentro de los tipos anteriores un gran número de cuerpos, se vió muy pronto que otros muchos no cabían dentro de esos tres ó cuatro moldes moleculares. por lo cual hubo necesidad para que pudieran referirse á ellos, de duplicar, triplicar, cuadruplicar etc., las moléculas de los tipos sencillos anteriores, originándose los que se llaman *tipos condensados*, como en los ejemplos siguientes:



TIPOS MIXTOS. Con esta reforma entraron dentro de la teoría muchos cuerpos, pero apesar de ella otros no pudieron referirse á ninguno de los tipos porque sus fórmulas contenían los elementos de dos ó mas de ellos, siendo necesario admitir otra nueva clase, llamados *mixtos*, *agregados* ó *conjuntos*, como por ejemplo:

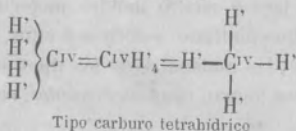
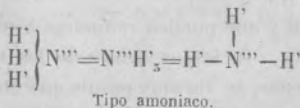
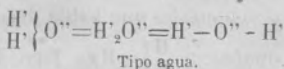
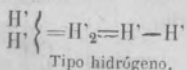


TIPOS SECUNDARIOS. Cuando en los tipos se sustituye el radical que está combinado con el hidrógeno por otro equivalente á él, resultan los tipos llamados *secundarios*. Por ejemplo:



TIPOS DE DINAMICIDAD. Apesar de estas modificaciones muchos cuerpos no pudieron referirse á ninguno de los tipos y esta teoría habría sido olvidada si á la idea de estos no se hubiera asociado la dinamicidad, adquiriendo un nuevo carácter que la ha dado la gran importancia que tiene hoy en la ciencia, puesto que hace resaltar las analogías que existen entre cuerpos que se creían muy diferentes.

Bajo este punto de vista los tipos mas generalmente admitidos son los siguientes:



En el primero no entran mas que átomos monodínamos; en el segundo un átomo didínamo; en el tercero un tridinamo y en el cuarto un tetradínamo.

93. Problemas que se resuelven por medio de las fórmulas químicas y los pesos atómicos.—Las fórmulas químicas y los pesos atómicos (ó los equivalentes químicos) dan la clave para resolver los problemas numéricos que tienen por objeto determinar las cantidades de los cuerpos que intervienen en las reacciones ó que son el resultado de estas. Las formas mas generales de estos problemas son dos:

1.^a *Determinar las cantidades de los cuerpos que han de reaccionar para obtener una cantidad dada de otro cuerpo;* 2.^a *dadas las cantidades de uno ó de varios de los cuerpos que han de intervenir en una reac-*

ción, hallar la cantidad de uno ó de todos los cuerpos resultantes de dicha reacción.

La resolución de estos problemas está fundada en plantear proporciones muy sencillas cuyos términos conocidos son los pesos atómicos y los moleculares, ó los equivalentes, de los cuerpos que forman los datos del problema. Otras formas pueden tener estos mas ó menos complicadas, pero siempre de fácil resolución, constituyendo el cálculo químico elemental, como puede verse en el apendice titulado *Problemas de Química*, inserto al final de este libro.

NOMENCLATURA DE LA QUÍMICA.

Dec. 3^a - Punto 2^o

94. Su objeto.—La nomenclatura de la Química es la parte de esta ciencia que tiene por objeto dar á conocer su lenguaje. Pocas ciencias hay que tengan una nomenclatura fundada en reglas tan sencillas.

95. Breve noticia histórica.—Su conocimiento data del último tercio del siglo XVIII, época en que la Química adquirió verdadero carácter científico; antes de ella los cuerpos se nombraban con palabras ó expresiones que se habían formado sin sujeción á regla alguna, fundadas en semejanzas mas ó menos exactas con otros cuerpos y á veces únicamente en el capricho de los que se ocupaban de su estudio; basta recordar los nombres de *manteca de antimonio*, *aceite de tártaro por deliquio*, de *nihil album* etc. para convencerse de la confusión tan grande que dominaba en el lenguaje químico.

Ya á mediados del siglo pasado hubo algunos químicos que comprendiendo la necesidad de reformar éste, dieron nombres algo mas científicos á determinados grupos de cuerpos, pero el primero que hizo un ensayo formal para fundar la nomenclatura química fué Guyton de Morveau en 1782; asociado despues con Lavoisier, Berthollet y Fourcroy, leyeron en la Academia de Ciencias de Paris, en los dias 17 de Abril y 2 de Mayo de 1787, unas memorias proponiendo la reforma de la nomenclatura en las que daban cuenta de los trabajos emprendidos por ellos para realizar dicha reforma, mejor dicho, para constituir la verdadera nomenclatura científica de la Química. Rudamente combatidas las reformas propuestas por aquellos en los primeros años de su aparición, puesto que casi todos los químicos eran partidarios de la teoría del flogisto⁽¹⁾, fué aceptada despues por todos y es la misma que hoy se emplea mas ó menos modificada en algunos puntos á consecuencia de los grandes adelantos que la ciencia ha experimentado.

(1) *joleada* x Becher

96. Fundamentos de la nomenclatura.—En los nombres

que se emplean para expresar las especies químicas hay que considerar dos cosas distintas, que son: las ideas que acerca de la constitución íntima de los cuerpos se admitan por los químicos, y la expresión de aquellas por medio de palabras, es decir, que la nomenclatura química tiene fundamentos científicos y gramaticales.

Los autores de la nomenclatura tomaron como fundamento científico el dualismo, es decir, admitían que todos los compuestos químicos eran binarios (89); apesar de haber variado completamente las ideas de los químicos acerca de este punto siguen empleándose los mismos nombres de la nomenclatura dualística con ligeras variantes, lo que tiene algunos inconvenientes.

En cuanto á los fundamentos gramaticales se ha convenido en que los cuerpos simples se nombren con una sola palabra y no con una frase mas ó menos larga, como sucedía con algunos antes de la nueva nomenclatura; este nombre ha de ser sencillo, prestarse con facilidad á formar sus derivados y en género masculino si es posible. (1)

Los nombres de los cuerpos compuestos deben constar de dos palabras, una que exprese el género y otra la especie, habiéndose convenido en que el nombre genérico le forme el cuerpo mas electro-negativo y el específico el mas electro-positivo; el primero es un sustantivo y el segundo tambien es sustantivo ó bien se le adjetiva. Como se vé, el anterior convenio responde á la idea dualística y se aplica aún en la mayoría de los casos.

Algunos cuerpos compuestos se nombran con una sola palabra, haciendo escepción á la regla general, pero estos son mas bien nombres vulgares que nombres científicos, por mas que se prefieran á veces á estos en razón á la mayor brevedad.

Debiendo tener los nombres de las especies químicas el doble carácter de cualitativos y cuantitativos, se consigue darles este último por medio de ciertas terminaciones ó de partículas antepuestas.

97. Orden para exponer la nomenclatura química.

—Para exponer la nomenclatura de la Química con un método sencillo y facilitar su mejor comprensión creemos conveniente seguir el indicado en el siguiente cuadro:

La nomenclatura de la Química comprende la de los cuerpos	Simples		de dos metaloides.	
	y	binarios..	no oxigenados.	de metaloide y metal. { sales halógenas. compuestos no salinos.
			oxigenados. <i>óxidos</i>	óxidos de metaloides y de metales. anhidridos.
	Compuestos.	ternarios.	ácidos. . .	inorgánicos. { oxácidos, sulfácidos, seleniácidos, telurácidos. orgánicos (1) { hidrácidos.
			bases. . .	inorgánicas. orgánicas.
			sales. . .	inorgánicas.. { sencillas y dobles. orgánicas. . }
			formados de mas de tres elementos y no comprendidos ya en alguno de los grupos anteriores.	

98. Nombres de los cuerpos simples.—Se forman de una sola palabra, tomada generalmente del griego ó del latin, que exprese la propiedad mas notable, y si es posible exclusiva, del cuerpo que se trata de nombrar; las palabras *oxígeno*, *hidrógeno*, *azoe* y otras propuestas por los fundadores de la nomenclatura, pueden servir de ejemplo; químicos posteriores han seguido el mismo camino adoptando los nombres de *cloro*, *bromo*, *yodo*, etc., para cuerpos descubiertos después.

Otras veces se nombran los cuerpos simples con una palabra que recuerde el lugar de su descubrimiento, el cuerpo de donde se le extrajo la primera vez, el nombre de algun astro, el de algun químico célebre, etc.

Nomenclatura de los cuerpos compuestos.

99. Compuestos binarios.—El nombre genérico de los compuestos binarios no oxigenados, se forma con una raíz tomada del nombre del elemento mas electro-negativo, á la que se agrega la terminación *uro*; el nombre específico le forma el del elemento mas electropositivo en genitivo ó adjetivado. Ejemplos:

Cloruro de sódio ó cloruro sódico (compuesto de cloro y sodio).

Sulfuro de calcio ó sulfuro cálcico (id. de azufre y calcio).

Nitruro de boro ó nitruro bórico (id. de nitrógeno y boro).

(1) La nomenclatura de los compuestos orgánicos se expondrá en la Química orgánica.

Los compuestos binarios oxigenados reciben el nombre genérico de *óxidos*; y su nombre específico se forma como el de los anteriores. Ejemplos:

Oxido de sódio ú *óxido sódico* (compuesto de oxígeno y sodio).

Oxido de zinc ú *óxido zíncico* (id. de oxígeno y zinc).

Se expresan las cantidades de los elementos que entran á formar los compuestos binarios anteponiendo numerales griegos ó latinos al nombre genérico ó al específico. Ejemplos:

Monocloruro (ó simplemente *cloruro*) *potásico*.

Bióxido de bário. *Carburo dihidrico*. *Tetraóxido de antimonio*.

Tribromuro de fósforo. *Nitruro trihidrico*. *Pentasulfuro de arsénico*.

Tambien se emplea la partícula *sexqui* para aquellos compuestos en los que las cantidades de los componentes están en la relación de 1:3. Ejemplos:

Sexquisulfuro de antimonio (Sb_2S_3). *Sexquióxido de aluminio* (Al_2O_3)

Berzelius empleaba las terminaciones *ico* y *oso* aplicadas al nombre específico, para expresar la mayor y la menor cantidad respectivamente del elemento electro-negativo. Ejemplos:

Cloruro mercúrico— Cl_2Hg . *Oxido férrico*— Fe_2O_3 .

Cloruro mercurioso— Cl_2Hg_2 . *Oxido ferroso*— FeO .

1.^a ESCEPCIÓN.—Los compuestos binarios formados por dos metales pueden nombrarse siguiendo la regla general, como por ejemplo:

Estannuro de cobre ó *cúprico* al compuesto de estaño y cobre.

Aururo de mercurio ó *mercúrico* " de oro y mercurio.

Pero generalmente se les dá el nombre genérico de *aleaciones*, ó el de *amalgamas* si uno de sus componentes es el mercurio, y se especifican nombrando los metales que las forman (en las amalgamas solo los que están unidos al mercurio). Ejemplos:

Aleación de estaño y cobre. *Amalgama de oro*.

Estos compuestos reciben tambien nombres vulgares formados generalmente de una sola palabra; así se llama *bronce* á la aleación de cobre y estaño; *latón*, á la de cobre y zinc, etc.

2.^a ESCEPCIÓN.—En los compuestos binarios que tienen carácter electro-negativo se suele sustituir la terminación *uro* por *ido*. Ejemplos:

Súlfido carbónico al *bisulfuro de carbono*.

Clórido platinico al *tetracloruro de platino*.

Si dichos compuestos son ácidos, como les sucede á los que forma

el hidrógeno con algunos metaloides (que por esta razón se les llama *hidrácidos*) se les dá nombre siguiendo las reglas que se expondrán al tratar de la nomenclatura de los ácidos (101). También se les puede nombrar como á los compuestos anteriores puesto que tienen carácter electro-negativo. Ejemplos:

Clorido hídrico al ácido formado por el cloro y el hidrógeno.

Súlfido hídrico al formado por el azufre y el hidrógeno.

3ª ESCEPCIÓN. *Anhidridos*.—Se dá este nombre genérico á los compuestos binarios oxigenados que dan ácidos cuando se combinan con el agua; el nombre específico de los anhidridos es el mismo que el del ácido que originan. Ejemplos:

<i>Anhidrido persulfúrico.</i>	Cuerpos binarios que combinándose con el agua dan res- pectivamente	<i>Acido persulfúrico.</i>
<i>Anhidrido nítrico.</i>		<i>Acido nítrico.</i>
<i>Anhidrido arsenioso.</i>		<i>Acido arsenioso.</i>
<i>Anhidrido hipocloroso.</i>		<i>Acido hipocloroso.</i>

También se dá á estos compuestos el nombre de *ácidos anhidros*.

100. Compuestos ternarios.—Este grupo de compuestos formados de tres elementos, es muy numeroso y comprende cuerpos de carácter químico muy diverso, por lo cual su nomenclatura se expondrá separadamente.

101. Ácidos.—Se definen hoy diciendo, que *son compuestos hidrogenados, cuyo hidrógeno puede ser sustituido en parte ó totalmente por los metales para formar sales*. A este carácter puede agregarse para los solubles, el de tener un sabor mas ó menos ágrido y el de enrojecer las tinturas azules de los vegetales.

FÓRMULAS GENERALES DE LOS ÁCIDOS.—Pueden referirse á la fórmula general



En la que R representa el radical unido al oxígeno y al hidrógeno y los exponentes x , y , z el número de átomos ó de equivalentes de de cada elemento; si el exponente y es igual á cero, es decir, cuando no existe oxígeno ó el cuerpo que hace sus veces, la fórmula anterior se reduce á



Y entonces representa un ácido de los llamados *hidrácidos*.

DIVERSAS CLASES DE ÁCIDOS.—Los ácidos se dividen en *oxácidos* é *hidrácidos*. Los primeros reciben los nombres de *sulfácidos*, *seleniá-*

cidos ó teluriácidos, cuando en vez de oxígeno contienen azufre, selenio ó telurio.

Se denominan *monodinamos*, *didinamos*, *tridinamos*, etc., segun que se deriben del

tipo agua sencillo,	$\begin{matrix} H \\ \\ H \end{matrix} O$	como el <i>nítrico</i>	$(NO_2)' O$
ó del bicondensado,	$\begin{matrix} H_2 \\ \\ H_2 \end{matrix} O_2$	como el <i>sulfúrico</i>	$(SO_2)'' O_2$
ó del tricondensado,	$\begin{matrix} H_3 \\ \\ H_3 \end{matrix} O_3$	como el <i>fosfórico</i>	$(PhO)''' O_3$ etc.

Reciben también las denominaciones de *monobásicos*, *bibásicos*, *tribásicos*, etc. segun que tengan uno, dos, tres, etc. átomos de hidrógeno reemplazable por los metales para formar las sales; este hidrógeno se llama *básico* ó *metálico* y se llama *típico* el hidrógeno del tipo que no es reemplazable por los metales.

Los ácidos *hipofosforoso* (PhO_2H_3), *fosforoso* (PhO_3H_3) y *fosfórico* (PhO_4H_3) son *tribásicos*, pero el primero es *monobásico* (PhO_2H_2H), el segundo *bibásico* (PhO_3HH_2) y el tercero *tribásico* (PhO_4H_3), porque tienen respectivamente uno, dos y tres átomos de hidrógeno (*H*) básico.

Si de los ácidos se supone separado el hidrógeno básico, el residuo que queda recibe el nombre de *halogénico*, por analogia con los ácidos clorhídrico (ClH) bromhídrico (BrH) etc., de los que separando el hidrógeno quedan los cuerpos halógenos (Cl) ó (Br); el residuo halogénico del ácido nítrico (NO_3H) es NO_3 .

NOMENCLATURA DE LOS OXÁCIDOS.—El nombre genérico le forma la palabra *ácido* y el específico se forma tomando como raíz, parte del nombre del radical, es decir, del cuerpo unido al oxígeno ó hidrógeno, dándole la terminación *ico*. Ejemplos:

Acido bórico al formado por el radical boro.

Acido silícico al formado por el silicio.

Cuando un mismo radical forma dos oxácidos, se dá la terminación *ico* al más oxigenado y la de *oso* al menos oxigenado. Ejemplos:

<i>Acido nítrico</i> , . .	NO_3H	<i>Acido arsénico</i> , . .	AsO_4H_3
<i>Acido nitroso</i> , . .	NO_2H	<i>Acido arsenioso</i> , . .	AsO_3H_3

Si el mismo radical forma más de dos ácidos se anteponen á los nombres específicos las particulas *hipo* (debajo) é *hiper* ó por contracción *per* (sobre), conservando las terminaciones *ico* y *oso*. Ejemplos:

<i>Acido hipocloroso</i> , . .	$ClOH$	<i>Acido hiposulfuroso</i> , . .	$S_2O_3H_2 = S_2O_2, H_2O$
<i>Acido cloroso</i> , . . .	ClO_2H	<i>Acido sulfuroso</i> , . .	$S O_3H_2 = S O_2, H_2O$
<i>Acido clórico</i> , . . .	ClO_3H	<i>Acido hiposulfúrico</i> , . .	$S_2O_6H_2 = S_2O_5, H_2O$
<i>Acido perclórico</i> , . .	ClO_4H	<i>Acido sulfúrico</i> , . . .	$S O_4H_2 = S O_3, H_2O$
		<i>Acido persulfúrico</i> , . .	$S_2O_8H_2 = S_2O_7, H_2O$ (1)

(1) Fórmulas dualísticas.

a la página 96. adentro

NOMENCLATURA DE LOS HIDRÁCIDOS.—El nombre específico de estos ácidos se forma con una palabra compuesta que exprese los dos elementos que componen el hidrácido, á saber el hidrógeno y el radical unido á él; á dicha palabra se la dá la terminación *ico*, pues no se conoce más que un hidrácido de cada radical; en un principio se comenzaba el nombre específico por la partícula *hidro* (expresión del hidrógeno); después, para evitar confusiones, se convino en expresar el hidrógeno el último. Ejemplos:

Acido hidrocórico ó ácido clorhídrico.

» hidrosulfúrico ó » sulfhídrico.

Estos ácidos pueden nombrarse como se dijo al tratar de los compuestos binarios (99).

102. Bases.—Se definen hoy diciendo, que son *hidratos metálicos*, cuyo radical simple ó compuesto puede reemplazar al hidrógeno de los ácidos para formar sales; algunos óxidos metálicos se incluyen también en este grupo porque su metal puede reemplazar al hidrógeno de los ácidos para formar sales. Si las bases son solubles se las asignan además los caracteres de tener sabor cáustico á lejía, enverdecer ciertas tinturas azules vegetales, como la de flor de violeta ó de malva, y devolver el color azul á las tinturas enrojecidas por los ácidos, como la de tornasol.

Se considera á estos cuerpos como derivados del tipo agua sencillo ó condensado en el que la mitad del hidrógeno es sustituido por un metal, resultando así compuestos ternarios formados por el metal, oxígeno é hidrógeno.

NOMENCLATURA DE LAS BASES.—Reciben el nombre genérico de *hidratos* ó *hidróxidos*; su nombre específico le forma el del radical metálico en genitivo ó adjetivado. Ejemplos:

Hidrato de potasio ó *potásico*. . . KOH

» *de calcio* ó *cálcico*. . . CaO_2H_2

» *de bismuto* ó *bismútico*. BiO_3H_5

» *de platino* ó *platínico*. PtO_4H_2

» *de hierro* ó *férico*. . . FeO_6H_6

Si estos cuerpos en vez de oxígeno contienen azufre, selenio ó telurio, reciben los nombres de *sulfobases*, *selenibases* ó *teluribases*. Ejemplos:

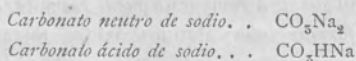
Sulfhidrato de potasio ó *potásico*. . . KSH

Selenhidrato de sodio ó *sódico*. . . NaSeH

Telurhidrato de amonio ó *amónico*. $(\text{NH}_4)\text{TeH}$

103. Sales.—Se definen hoy diciendo, que son *cuerpos resultantes de la sustitución total ó parcial del hidrógeno básico de los ácidos por los radicales metálicos simples ó compuestos y también, cuerpos resultantes de la sustitución del hidrógeno de las bases por los radicales de los ácidos.* Ya se ha dicho (89) que los dualistas consideran estos cuerpos como combinaciones de los ácidos con las bases. En las sales están neutralizadas más ó menos completamente las propiedades del ácido y de la base que intervienen en su formación.

DIVISIÓN DE LAS SALES.—Las que proceden de la sustitución total del hidrógeno básico de un ácido por los metales se llaman *neutras*, y si la sustitución ha sido solo parcial reciben el nombre de *ácidas*. Ejemplos:



Las que se derivan de la sustitución del hidrógeno de los hidrácidos de los cuerpos halógenos se llaman *sales halógenas* ó *haloideas*.

Siendo estas sales compuestos binarios no oxigenados ó pudiéndoselas considerar como tales, su nomenclatura se ha dado á conocer al ocuparse de aquellos.

Las sales que se derivan de los demás ácidos, es decir, de los oxácidos, sulfácidos, seleniácidos ó teluríácidos, se llaman *anfígenas* ó *anfideas* y reciben respectivamente los nombres de *oxisales*, *sulfosales*, *selenisales* y *telurisales*.

NOMENCLATURA DE LAS SALES.—El nombre genérico de éstas se forma con el específico del ácido que engendra la sal, cambiando en él la terminación *ico* por *ato* y la *oso* por *ito*; el nombre específico de las mismas le forma el nombre del metal en genitivo ó adjetivado; los dualistas le forman con el nombre de la base. Ejemplos:

<i>Nitrato de potasio ó potásico,</i>	sal formada por el	<i>ácido nítrico.</i>
<i>Nitrito de sodio ó sódico,</i>	»	<i>ácido nitroso.</i>
<i>Hiposulfato de bario ó bárico,</i>	»	<i>ácido hiposulfúrico.</i>
<i>Hipoclorito de calcio ó cálcico,</i>	»	<i>ácido hipocloroso.</i>
<i>Perclorato de amonio ó amónico,</i>	»	<i>ácido perclórico.</i>

Las diferentes sales que pueden formar los ácidos polibásicos se suelen nombrar anteponiendo los numerales griegos ó latinos al nom-

NOMBRES DE LOS RADICALES.—Las moléculas incompletas ó radicales reciben denominaciones muy diversas, cuya raíz se toma bien del nombre del cuerpo de donde se extrae el radical, bien del de algún cuerpo importante originado por aquel al completarse su molécula ó bien de cualquiera otra circunstancia: á dicha raíz se la dá, por regla general, la terminación *ilo*. Ejemplos:

Nitrilo al radical del ácido nítrico.

Sulfurilo al del ácido sulfúrico.

Fosforilo al del ácido fosfórico.

Otras veces, si el radical es electro-positivo se le dá la terminación *onio*. Ejemplos:

Amonio. (NH_4)'

Fosfonio. (PhH_4)'

Arsonio. (AsH_4)'

Además de los cuerpos comprendidos en los grupos anteriores hay algunos otros que si realmente por su constitución no pueden incluirse en ninguno de ellos, sus nombres se forman siguiendo alguna de las reglas establecidas para los compuestos á que son más semejantes, bien por analogía de composición, bien por analogía de función química; no ofrece ninguna dificultad por lo tanto comprender dichos nombres.

Terminado el estudio de la nomenclatura y con él todo lo concerniente á la *Química general*, con la extensión que es posible darla en una enseñanza elemental, corresponde estudiar la segunda parte ó sea la *Química descriptiva*, que ya se dijo (7) tiene por objeto el estudio particular de las especies químicas.

pag. 69

SEGUNDA PARTE,

QUÍMICA DESCRIPTIVA.

Clasificación de las especies químicas.

105. Objeto de la Química descriptiva.—Conocidas las especies químicas en general y las reglas para expresarlas ya por medio de la escritura, ya por medio de la palabra, puede procederse á estudiarlas en particular y este es el objeto de la *Química descriptiva*; pero siendo aquellas tan numerosas y tan diversas por su composición y por las funciones que desempeñan, se hace preciso adoptar una *clasificación* para darlas á conocer y exponer además qué orden conviene seguir para describir sus propiedades y cuanto concierne al estudio de cada una de ellas.

106. Clasificaciones químicas.—Uno de los problemas mas importantes de esta ciencia es el que tiene por objeto dotarla de una buena clasificación, puesto que ya se dijo (5) que la Química no es solamente una gran colección de hechos, enseña además á coordinarlos y clasificarlos, cuestión que ha preocupado á los químicos mas eminentes.

La primera clasificación que se conoció fué la de Guyton de Morveau (1782); desde entonces son bastantes las que se han ideado, entre las cuales merecen mencionarse las de Lavoisier, Thénard, Berzelius, Ampere, Baudrimont, Dupasquier, Hoeffler y Dumas, que son las que han precedido á las ideadas por los químicos modernos, tales como la fundada en la dinamicidad y el *Sistema natural de los elementos químicos* á que tanta importancia han dado los trabajos de Mendelejeff y de Lothar Meyer.

Unos han comprendido en los cuadros de sus clasificaciones los cuerpos simples y los compuestos y otros han fijado preferentemente su atención en los elementos químicos, suponiendo que una vez

bien agrupados estos sería fácil clasificar los compuestos que originan y además que toda clasificación de las especies químicas debe comenzar por los elementos. Estas clasificaciones se han fundado por regla general en un solo carácter y han sido por lo tanto sistemáticas, teniendo todas ellas el defecto de separar cuerpos muy análogos y reunir otros muy desemejantes, lo que no sucedería si se hubiera podido atender á todos ó á un gran número de caracteres y á la subordinación de estos, que es lo que exigen las clasificaciones naturales ó métodos.

La mayor dificultad para clasificar las especies químicas estriba en determinar las analogías que existen entre algunas de aquellas al parecer muy desemejantes, pues como decía el eminente químico Gerhardt «*clasificar es formular analogías*». A esta dificultad se debe que esta ciencia no posea aún una clasificación natural que comprenda todas ó el mayor número de especies químicas; se han formado ya sin embargo algunos grupos bastante naturales y cada día se van conociendo mejor muchos cuerpos, lo que permite incluirlos en grupos ya establecidos ó formar otros nuevos; lo mismo es de esperar suceda con aquellos que hasta ahora no ha sido posible clasificarlos bien.

107. Séries.—En un principio la Química orgánica adoptó los grupos de las clasificaciones de la inorgánica; hoy esta trata de imitar á aquella adoptando su sistema de clasificación en séries; ya se han ordenado algunos grupos de especies químicas inorgánicas en séries mas ó menos completas resultado del conocimiento de sus analogías y de la comparación de sus fórmulas, constituyendo *séries heterólogas* aquellos cuerpos que se derivan ó se suponen derivados de otro, llamado *eje de la série*, por adición de algun elemento. Colocando unas al lado de otras várias séries heterólogas igualmente constituidas, los términos correspondientes de cada una de estas, forman *séries homólogas* horizontales, como puede verse en los ejemplos siguientes:

SÉRIES HETERÓLOGAS.

SÉRIES HOMÓLOGAS.	ClH	BrH	IH	FIH
	ác. clorhídrico (eje)	ác. bromhídrico.	ác. yodhídrico.	ác. fluorhídrico
	ClHO	BrHO	IHO	
	ác. hipocloroso.	ác. hipobromoso.	ác. hipoyodoso.	
	ClHO ₂			
	ác. cloroso			
	ClHO ₃	BrHO ₃	IHO ₃	
	ác. clórico.	ác. brómico.	ác. yódico.	
	ClHO ₄	BrHO ₄	IHO ₄	
	ác. perclórico.	ác. perbrómico.	ác. peryódico.	

De la sola inspección de los ejemplos anteriores se deduce que la clasificación serial indica no solo los cuerpos que existen si nó también los que faltan para completar las séries, pudiendo conocerse de antemano cuales serán sus fórmulas y hasta algunos de sus carac-

téres: la experiencia ha demostrado y está demostrando cada día esta verdad sobre todo en la Química orgánica.

108. División de los elementos químicos en metaloides y metales.—La primera división que se hace de las especies químicas es en cuerpos *simples* y *compuestos* y á su vez los simples se han dividido en *metaloides* y *metales*.

Se caracterizan los metaloides por carecer comunmente de brillo metálico, ser malos conductores del calor y de la electricidad, electro-negativos respecto á los metales y combinándose con el oxígeno originan anhídridos de ácidos y óxidos que no son básicos.

Se asignan á los metales los caractéres siguientes: tienen casi todos ese brillo especial que ha recibido el calificativo de metálico; son buenos conductores del calor y de la electricidad, electro-positivos respecto á los metaloides y entre sus combinaciones con el oxígeno siempre hay alguna de carácter básico. Esta división de los cuerpos simples ha perdido gran parte de su valor, puesto que existen entre algunos elementos químicos analogías tan grandes, que no es posible separarlos en una buena clasificación, por más que unos pertenezcan á los llamados metaloides y otros á los metales; por eso hoy se incluyen en los grupos de metaloides algunos metales. Esta distinción concluirá por desaparecer; se conserva aún porque facilita la enseñanza de esta parte de la ciencia.

109. Clasificación de los metaloides.—Los metaloides se han clasificado por Dumas en las cinco familias siguientes:

- 1.^a Familia.—Hidrógeno.
- 2.^a — Cloro, Bromo, Iodo, Fluor (*halógenos*).
- 3.^a — Oxígeno, Azufre, Selenio, Teluro (*anfígenos*).
- 4.^a — Nitrógeno, Fósforo, Arsénico (*nitrogenoideos*).
- 5.^a — Carbono, Boro, Silicio (*carbonoideos*).

En esta clasificación agrupó Dumas, siguiendo los principios del método natural, aquellos cuerpos mas análogos que forman compuestos entre los que existen también grandes analogías, de tal manera, que constituyen series. Esta clasificación de los metaloides es muy parecida á la que se funda en su dinamicidad, como se verá más adelante.

110. Clasificación de los metales.—Mas dificultades presenta la clasificación natural de los metales fundada en los mismos principios que la de los metaloides; el problema es mucho más complicado porque para un gran número de ellos las analogías son menos manifestas y en cambio términos algo separados en las series que se han formado presentan divergencias muy grandes tanto en sus propiedades como en la forma de los compuestos que originan; además algunos metales sirven como de transición entre los diversos grupos y estos términos intermedios ó intercalados en las series son

un obstáculo para la clasificación. Sin embargo se ha logrado formar algunos grupos bastante naturales.

Thénard clasificó los metales dividiéndoles en seis secciones tomando como carácter la temperatura á que descomponen el agua. Esta clasificación, adoptada por los químicos durante un largo período de tiempo, ha ido experimentando varias modificaciones debidas á haberse estudiado mejor los metales que ya eran conocidos en la época de Thénard y á haberse descubierto despues otros nuevos; así es que las seis secciones han pasado á ser ocho y estas á su vez se han agrupado en tres clases, como se indica á continuación:

Clasificación de los metales segun Thénard, modificada.

1.^a CLASE: *Metales comunes*.—Se oxidan á una temperatura mas ó menos elevada; sus óxidos no se reducen por el calor solo.

Comprende cinco secciones:

1.^a Sección. Descomponen el agua á la temperatura ordinaria: *Cesio, Rubidio, Potasio, Sodio, Litio, Bario, Estroncio y Calcio*.

2.^a Descomponen el agua hácia los 100°: *Magnesio, Manganeso*.

3.^a Descomponen el agua al rojo y á la temperatura ordinaria en presencia de ácidos enérgicos: *Hierro, Niquel, Cobalto, Cromo, Zinc, Cadmio, Vanadio, Urano*.

4.^a Descomponen el agua por cima del rojo y á la temperatura ordinaria en presencia de los álcalis fijos, por tener tendencia á formar óxidos ácidos: *Tungsteno, Molibdeno, Osmio, Tántalo, Titano, Estaño, Antimonio, Niobio*.

5.^a Descomponen débilmente el agua á una temperatura muy elevada: no la descomponen á la temperatura ordinaria ni en presencia de los ácidos ni de las bases enérgicas: *Cobre, Plomo, Bismuto*.

2.^a CLASE: *Metales intermediarios*.—Comprenden una sola sección.

6.^a Sección. No se oxidan sensiblemente al aire aún á temperaturas muy elevadas; sus óxidos no se reducen por el calor, ni por el carbono ó el hidrógeno solos: *Aluminio, Glucinio*; (Apéndice) *Zirconio, Itrio, Thorio, Cerio, Lantano, Didimio, Erblio, Terbio*.

3.^a CLASE: *Metales preciosos*.—Sus óxidos se descomponen fácilmente por el calor.

Comprende dos secciones.

7.^a Sección. Se oxidan á una temperatura poco elevada y á mayor temperatura sus óxidos se reducen: *Mercurio, Paladio, Rodio, Rutenio*.

8.^a Inalterables á todas temperaturas: *Plata, Platino, Oro, Iridio*.

111. Clasificación de los elementos químicos por su dinamicidad.—Hoy se clasifican los cuerpos simples en varias familias atendiendo á su dinamicidad y aunque se conserva la división de aquellos en metaloides y metales, se incluyen entre los primeros algunos metales teniendo en cuenta sus analogías, como ya se ha dicho (109). No está exenta de dificultades esta clasificación, particularmente en lo que se refiere á los metales por no ser tan fácil fijar su dinamicidad, debido á lo cual no todos los químicos admiten el mismo número de familias.

Los detalles de ella, que es la que se sigue en este libro, pueden verse en el cuadro siguiente:

FAMILIAS.		
Por su dina- mi- ci- dad se clasi- fi- can los ele- men- tos quí- micos en	Metaloi- des.	1. ^a Monodínamos. { 1.er grupo.—Hidrógeno. 2. ^a — Fluor, Cloro, Bromo, Iodo, (<i>halógenos.</i>)
		2. ^a Didínamos. Oxígeno, Azufre, Selenio, Te- luro, (<i>anfígenos.</i>)
		3. ^a Tridínamos. { 1.er grupo.—Nitrógeno, Fósforo, Arsénico, Antimonio, Bismuto. 2. ^a — Boro. 2.^a
		4. ^a Tetradínamos. Carbono, Silicio, Estaño.
	Metales.	1. ^a Monodínamos. { 1.er grupo.—Cesio, Rubidio, Potasio, So- dio, Litio, Talio, (<i>metales alcalinos.</i>) 2. ^a — Plata.
		2. ^a Didínamos. { 1.er grupo.—Bario, Estroncio, Calcio, (<i>me- tales alcalino-terreos.</i>) 2. ^a — Magnesio, Zinc, Cadmio. 3. ^a — Plomo, Cobre, Mercurio. 4. ^a — Aluminio, Cromo, Hierro, Man- ganeso, Cobalto, Niquel, Urano.
		3. ^a Tridínamos. Oro, Indio, Molibdeno, Tungsteno
		4. ^a Tetradínamos. Platino, Iridio, Paladio, Os- mio, Rodio, Rutenio.

112. Clasificación natural de los elementos químicos (1).—*Trabajos de Mendelejeff.* Ya se ha dicho (62) que se están haciendo trabajos de grandísima importancia, para determinar las analogías que existen entre los elementos químicos, deducidas de la magnitud de sus pesos atómicos.

La primera idea que se emitió en este sentido fué debida á Prout (1815) que supuso que el hidrógeno es la materia primitiva, estando constituidos los demás elementos por la condensación de átomos de aquel, según lo cual sus pesos atómicos debían ser múltiplos por números enteros del peso atómico del hidrógeno; es decir, que un átomo de

(1) Creemos mas propio este nombre que el de *Sistema natural de los elementos químicos* que emplea Victor Meyer, por que los sistemas son clasificaciones artificiales.

oxígeno debería estar constituido por la unión de 16 átomos de hidrógeno; un átomo de sódio por 23 de hidrógeno, etc.

Esta hipótesis no ha podido subsistir ante el hecho de no ser números enteros los pesos atómicos de muchos elementos, determinados por los procedimientos mas exactos que hoy se conocen, ni apesar de haberla modificado diciendo que aquellos que no son múltiplos de el del hidrógeno, lo son de la mitad ó de la cuarta parte de este.

Los químicos sin embargo no han abandonado por completo la idea de Prout y si bien es cierto que no existen las relaciones que el suponía entre el peso atómico del hidrógeno y los de los demas elementos, han llegado á persuadirse cada vez mas de que existen relaciones muy notables entre los pesos atómicos y las propiedades de los cuerpos, de tal manera que estas son *función periódica* de aquellos.

Este principio no es aplicable solo á determinados grupos de elementos; abraza á todos ellos y no se limita á comparar ciertas analogías, si no todas las propiedades físicas y químicas. De esta comparación ha deducido Mendelejeff lo que él llama la *ley periódica* que enuncia diciendo: «*las propiedades de los elementos (y por consiguiente las de los compuestos que pueden formar) están en relación periódica con sus pesos atómicos*»

Ejemplo de este agrupamiento de los elementos es la tabla siguiente:

PERIODOS PEQUEÑOS.		PERIODOS GRANDES.				
I.	II.	III.	IV.	V.		
Litio. . . 7	Sodio. . . 23	Potasio. . 39	Rubidio. .85	Cesio. . . 133		
Glucinio. . 9	Magnesio. . 24	Calcio. . . 40	Estroncio. .87	Bario. . . 137		
Boro.. . . 11	Aluminio. . 27	Escandio.. 44	Itrio. . . 89,6	Lantano. 138,5		
		Títano.. . 48	Zirconio. .90,4	Cerio. . . 141		
		Vanadio. . 51	Niobio.. . 94	Didimio. 145		
		Cromo.. . 52,5	Molibdeno.96			
		Manganeso 55	?			
		Hierro. . . 56	Rutenio. . 103			
Carbono. . 12	Silicio. . 28	Cobalto. . 59	Rodio. . . 104			
		Niquel. . . 59	Paladio. . 106			
		Cobre.. . 63	Plata. . . 108			
		Zinc. . . . 65	Cadmio.. . 112			
		Galio. . . 69,9	Indio. . . 113,4			
		?	Estaño. . . 117,4			
Nitrógeno. . 14	Fósforo. . 31	Arsénico.. 75	Antimonio. 120			
Oxígeno.. . 16	Azufre.. . 32	Selenio. . 79	Teluro.. . 127			
Fluor.. . . 19	Cloro. . . 35,5	Bromo.. . 80	Iodo. . . . 127			

en la que aparecen ordenados en dos periodos pequeños y cinco grandes, de una manera nada forzada, sino naturalmente según la magnitud creciente de sus pesos atómicos; los términos de cada periodo no tienen entre si gran analogía, mientras que las tienen muy grandes los que ocupan el mismo lugar en su respectivo periodo, por lo que se les denomina *armónicos* ú *homólogos* y su reunión constituye lo que se llama una *série armónica* ú *homóloga*. No hay mas que dirigir la vista por la tabla anterior y se verán colocados en línea horizontal cuerpos

tan análogos como el cloro, bromo y yodo; el oxígeno, azufre, selenio y telurio; el bario, estroncio y calcio; el cesio, rubidio, potasio, sodio y litio, etc.

Cuando Mendelejeff hizo estos agrupamientos, observó algunos espacios vacíos y en vez de atribuirlos á deficiencia de la clasificación, les atribuyó ó bien á que debían ocuparlos elementos aún no descubiertos ó á ser erróneos los pesos atómicos asignados á algunos de los ya conocidos; esta idea tan atrevida fué confirmada en sus dos extremos al poco tiempo por la experiencia. El descubrimiento del *galio* y sobre todo el del *escandio*, elemento cuya existencia había previsto Mendelejeff dándole el nombre de ~~skand~~ y asignándole por peso atómico 44 hecho confirmado en la nota de L. J. Nilson, leída por Berthelot en la Academia de Ciencias de París el 12 de Julio de 1880, y la rectificación del peso atómico del *indio* (75,6,) que estaba en contradicción con la ley de Mendelejeff por lo cual este químico y Lothar Meyer aseguraron que debía estar mal determinado y ser 113, como lo confirmó Bunsen que sin tener noticia de lo manifestado por aquellos químicos se ocupaba de hacer trabajos sobre este metal, son demostraciones convincentes del valor que debe darse á esta clasificación por las ventajas que reportará á la ciencia.

113. Orden en que se hace el estudio de las especies químicas.—Adoptada la clasificación por su dinamicidad se expondrán primero los cuerpos simples de cada familia ó grupo y despues los compuestos que forman con los estudiados anteriormente, agrupándolos en series cuando es posible y teniendo en cuenta su carácter químico.

En la Química orgánica se darán á conocer los diferentes grupos en que se dividen las sustancias orgánicas para hacer su estudio.

114. Partes de que deben constar las monografías de las especies químicas.—Al hacer la descripción particular de cada cuerpo, es decir, su *monografía*, es conveniente seguir un orden determinado para no producir confusión con el gran número de datos y de hechos que es preciso dar á conocer. El que se sigue en este libro, es el que indica el cuadro de la página 76 y las razones en que se funda son las siguientes:

1.^a Es conveniente exponer reunidas la sinonimia de los cuerpos, es decir, los diversos nombres que han recibido y reciben, y su historia, porque están íntimamente unidas.

2.^a Se debe dar á conocer como se hallan las especies químicas en la naturaleza, para deducir de ello que medios convendrá emplear para extraerlas.

3.^a Deben exponerse primero las propiedades que la preparación, porque del conocimiento de aquellas se obtienen datos necesarios para efectuar esta.

4.^a Deben preceder las propiedades físicas á las químicas, porque aquellas se aprecian antes que estas, sobre todo las organolépticas; se colocan entre unas y otras las acciones del calor, luz y electricidad porque en ellas hay por lo general una parte que es puramente física y otra que es química.

5.^a No pueden reducirse á número fijo los procedimientos para preparar los cuerpos porque son tantos como las reacciones de las que puedan producirse. En obras elementales deben exponerse uno ó dos procedimientos, rara vez mas, que sean los que ofrezcan mayor interés teórico ó de aplicación. Cuando el cuerpo no le produzcan puro los procedimientos industriales ó de laboratorio, debe procederse á su purificación.

6.^a Obtenido el cuerpo químicamente puro, debe determinarse su composición, por medios analíticos ó sintéticos (1) como base para la determinación de su fórmula.

La monografía de un cuerpo simple ó compuesto y las generalidades de un grupo de cuerpos constantes de las partes siguientes:	Nombre.—Símbolo ó fórmula.	
	Peso atómico.—Peso molecular.—Equivalente.	
	Historia y sinonimia.	
	Estado en la naturaleza,	en el reino mineral. {mezclado.
		— orgánico. {combinado.
	Estado físico,	{sólido. } cristalino.
		{líquido. } amorfo.
		{gaseoso. } su liquefacción.
	Propiedades físicas.	{su solidificación.
		Color, Olor, Sabor.
	Densidad.	referida al agua si es sólido ó líquido.
		id. al aire y al hidrógeno si es gaseoso.
	Solubilidad.	en el agua.
		en otros disolventes neutros.
	Dureza, fragilidad, tenacidad, maleabilidad, ductilidad, etc.	
	Conductibilidad para el calor y para la electricidad etc.	
	Acción física y química de los agentes físicos.	Acción del calor.
		— de la luz.—Acción sobre el plano de polarización (<i>dextrogiras</i> , <i>levogiras</i> (2).—Modificaciones que producen en el espectro de ciertas llamas (<i>espectrografía</i>).
		— de la electricidad.
Propiedades químicas.	Carácter químico.	{electro-negativo, comburente (3), oxidante (4).
		{electro-positivo, combustible, reductor.
	Acción del cuerpo que se estudia sobre los estudiados anteriormente.	
	Su obtención, preparación ó extracción: purificación.	
Determinación de su composición.	{por análisis.	
	{cálculos para fijar su fórmula.	
Aplicaciones mas importantes.	{á la Química.	
	{á la Medicina.	
	{á la Industria y á las artes, etc.	

(1) La *análisis química* se ocupa de los procedimientos que pueden seguirse para reconocer la existencia de los cuerpos simples y compuestos, ya esten libres ó combinados y respecto de los compuestos determinar su composición. Puede ser por lo tanto *cualitativa* y *cuantitativa*, segun que se ocupe solo de determinar *cuales* son los elementos que forman un cuerpo ó de averiguar su *cantidad*; para ello se vale de los agentes físicos ó de otros cuerpos (*reactivos*) que hacen entrar á todos ó parte de los elementos de un cuerpo en combinaciones insolubles (*precipitados*), volátiles ó coloreadas, ya conocidas, que evidencian la existencia de aquellos elementos. La *síntesis química* enseña á reunir los elementos que forman un cuerpo para cerciorarse de su composición cualitativa y cuantitativa; sirve para comprobar los resultados de la análisis.

(2) Se llaman *dextrogiras* las sustancias que desvían hácia la derecha el plano de polarización de la luz y *levogiras* las que lo desvían hácia la izquierda.

(3) Reciben el nombre de *comburentes* los cuerpos que tienen la propiedad de alimentar las combustiones y de *combustibles* los que arden en presencia de los comburentes.

(4) Son *oxidantes* aquellos cuerpos que aumentan directa ó indirectamente la cantidad de oxígeno y *reductores* los que la disminuyen.

7.^a Terminada la monografía de un cuerpo debe darse una idea muy sucinta de las aplicaciones que tiene, en primer término en la Química, en otras ciencias, en la industria, en las artes, etc. Este estudio debe hacerse muy á la ligera en libros y asignaturas de esta índole, y constituye un apéndice, cuyo objeto es dar á conocer que esta ciencia tiene su parte tecnológica que depende de los conocimientos suministrados por la Química general y descriptiva y es el objetivo de la Química aplicada.

METALOIDES.

115. Caracteres generales de los metaloides.—Ya se ha dicho como se definen los metaloides y que no es posible establecer una línea divisoria entre ellos y los metales, observándose que aquellos van perdiendo su carácter electro-negativo á medida que su peso atómico aumenta y á la par van apareciendo en ellos algunos de los caracteres propios de los metales, como el brillo metálico, la densidad, etc.; para convencerse de esto no hay mas que fijarse en los últimos cuerpos de los diversos grupos de metaloides, como son el yodo, el telurio, el arsénico, etc. cuyos caracteres exteriores les hacen muy parecidos á los metales y algunos, como por ejemplo, el telurio y el arsénico, son muy análogos á ellos por ciertas propiedades químicas; estas analogías son las que motivan la colocación entre los metaloides de algunos metales como el antimonio, el bismuto, el estaño y otros.

116. Propiedades físicas.—Las propiedades físicas de los metaloides son muy diversas y no es posible exponer muchas ellas de una manera general, como puede hacerse con las de los metales.

El hidrógeno, el cloro, el oxígeno, el nitrógeno, á los que seguramente habrá que agregar el fluor, son gaseosos; el bromo es el único metaloide liquido; los demás son sólidos.

La densidad de los metaloides crece por regla general á la par que su peso atómico y cuanto más elevada es, más semejanza van teniendo con los metales.

117. Propiedades químicas.—Casi todos ellos se combinan con el hidrógeno directa ó indirectamente, escepto el boro del que hasta ahora no se conoce ninguna combinación con aquel (1).

(1) M. Reinitzer ha indicado (1881) la existencia de un compuesto sólido de boro é hidrógeno, cuya fórmula no ha podido determinar con exactitud, por no haber conseguido obtenerle en estado de pureza.

PRIMERA FAMILIA.

Metaloides monodinamos.

119. Los cuerpos comprendidos en esta familia pueden distribuirse en dos grupos, formando el primero el *hidrógeno*, y el segundo el *fluor*, *cloro*, *bromo* y *yodo*, porque hecha escepción de su dinamicidad que es la misma, no son grandes las analogías entre el hidrógeno y los cuerpos halógenos, siendo muchas y muy notables las que hay entre estos. Mayores son las que tiene la plata con algunos de los metales monodinamos y sin embargo se forma con ella un grupo aparte.

HIDRÓGENO.—H'.

Peso atómico. . . 1.

Peso molecular. . . 2.

120. HISTORIA Y SINONIMIA.—Sospechada su existencia por Paracelso á principios del siglo XVI; aislado por Roberto Boyle (siglo XVII) que le confundió con otros gases; estudiado por Cavendish en 1766, á quien se considera como su descubridor. Se le denominó *aire inflamable*, nombre que se sustituyó por el de *hidrógeno*, derivado del griego y que significa *engendro agua*.

121. Estado en la naturaleza.—Existe libre en los gases que se desprenden de las solfataras de Islandia (Bunsen); se admite que existe en las regiones superiores de la atmósfera terrestre y en la foto-esfera del sol y de las estrellas fijas. Combinado con el oxígeno forma el agua; unido al cloro y al azufre los ácidos clorhídrico y sulfhídrico disueltos en algunos manantiales; con el nitrógeno forma el amoniaco de las sales amónicas naturales; con el carbono, los carburos de hidrógeno que se desprenden de ciertos pantanos y de las minas de carbon de piedra. Forma parte de casi todas las sustancias orgánicas, hallándosele en los tejidos vegetales, en las féculas, en los azúcares, etc., y otro tanto puede decirse de las sustancias animales.

122. Propiedades físicas.—El hidrógeno es un cuerpo gaseoso y diáfano; se le consideró como permanente hasta fines de 1877 en que Cailletet en Paris, sometiénolo á 300 atmósferas de presión y -29° de temperatura, y Pictet en Ginebra, empleando 650 atmósferas y -140° , demostraron que se liquida teniendo entonces color azulado como el acero y produciendo al chocar con el suelo un ruido estridente como de granalla metálica; evaporado rápidamente, una parte se solidifica conservándose sólido durante algunos minutos.)

El aparato de Cailletet (fig. 3.^a) para liquidar el hidrógeno consta

de un tubo *T* de vidrio de un centímetro de diámetro interior próximamente, cuya parte superior es capilar de paredes muy gruesas y cerrada en su extremo *P*, en el cual se coloca el gas hidrógeno bien seco; la parte mas ancha de este tubo cuyo extremo inferior es abierto, está sumergida en mercurio contenido en la cavidad de un cilindro hueco de acero *B* de paredes muy gruesas que puedan resistir una presión de bastantes cientos de atmosferas; en la parte superior de este cilindro se atornilla fuertemente una pieza de acero *E* al través de la cual pasa la porción capilar del tubo *T*, que se fija sólidamente á dicha pieza por medio de un mastic, sirviendo la parte que

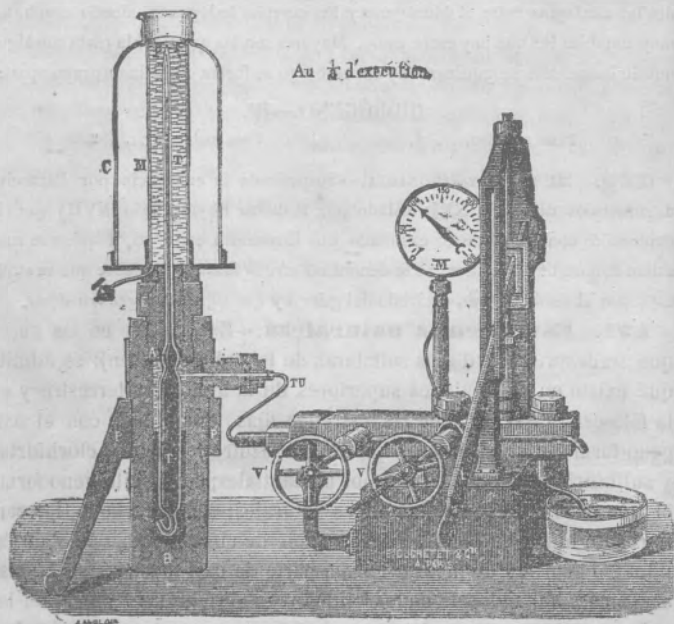


Fig. 3.^a—Aparato de Cailletet para licuadir el hidrógeno.

queda al descubierto para hacer las observaciones; se rodea esta de un cilindro de vidrio lleno de agua fría y este á su vez de una campana también de vidrio. Por medio de una prensa hidráulica *L, V, V*, se inyecta agua dentro de la cavidad del cilindro de acero la que comprime al mercurio y este á su vez al hidrógeno que es lanzado á la porción capilar del tubo de vidrio donde se liquida.

No tiene color, olor, ni sabor, si está puro; su densidad es 0,06926, siendo 14,44 veces mas ligero que el aire y por lo tanto el mas ligero de todos los gases, se le toma como unidad de densidades de gases y vapores; un litro de hidrógeno pesa $0,06926 \times 1,293$ grm. (peso de un

á la vez: 64.

litro de aire)=0,0895 grm. (1); por su poca densidad se le puede trasvasar facilmente de una probeta á otra, cuidando de tenerlas con las bocas hacia abajo. Es muy poco soluble en el agua; á la temperatura ordinaria un litro de ésta no disuelve mas que de 15 c.c. á 20 c.c. de hidrógeno. El hierro, el platino y algunos otros metales fundidos pueden disolver al hidrógeno.

Es el gas de mayor poder endosmósico; atraviesa con facilidad membranas ó tabiques porosos orgánicos é inorgánicos y hasta láminas de hierro ó de platino calentadas al rojo; no atraviesa sin embargo películas muy delgadas de vidrio. Esta propiedad se puede demostrar por varios experimentos; si se tapa una probeta llena de hidrógeno con una hoja de papel, el gas pasa á través de esta y se le puede hacer arder encima de ella aproximando una cerilla encendida.

Es de todos los gases el mejor conductor del calor y de la electricidad, propiedades que le asemejan á los metales. Observado su espectro en un tubo de Geissler se ven tres rayas, una roja brillante, otra verde azulada y otra violada poco intensa.

123. Propiedades químicas.—Por su carácter químico el hidrógeno es mas bién electro-positivo que electro-negativo.

Ya indicó Berzelius que tenia dos estados alotrópicos. Ozann estudiando el hidrógeno que se separa por la electrolisis del agua, observó en él propiedades químicas distintas de las del obtenido por otros procedimientos. Graham demostró la propiedad que tienen algunos metales de condensar el hidrógeno, muy especialmente el pala-

dio que puede absorber hasta 980 veces su volúmen cuando se emplea (fig. 4.^a) una lámina delgada *a* de este metal barnizada por una de sus caras, como polo negativo de un voltámetro *C* formando el positivo otra lamina de platino; aumenta considerablemente el volúmen del paladio, disminuyen su densidad, su tenacidad y su conductibilidad eléctrica, adquiere la propiedad de ser

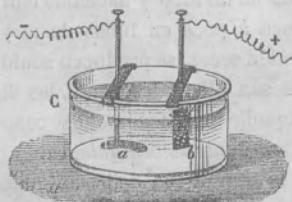


Fig. 4.^a.—Oclusión del hidrógeno por el paladio.

(1) Hofmann propuso que se adoptase en los cálculos por unidad de volúmen el litro y por unidad ponderal el peso de un litro de hidrógeno (9 centigramos próximamente), designando esta unidad con el nombre de *Kritha*, derivado del griego que significa grano de cebada, por analogía con el grano, del latin granum.

magnética y persiste su brillo metálico; se forma por lo tanto una verdadera aleación de paladio é hidrógeno constituida por un volúmen de este, considerado en el estado sólido, y por 20 volúmenes de aquel. Este fenómeno, designado por Graham con el nombre de *oclusión* del hidrógeno, le condujo á considerar á este cuerpo como un metal gaseoso que propuso se llamara *hidrogenio*, cuya densidad es 0,733 ó 0 625 segun Troost y Hautefeuille.

El hidrógeno es combustible; si se introduce una cerilla encendida (fig. 5.^a) en una probeta llena de este gás, arde con llama azulada poco intensa y la cerilla se apaga, porque no es comburente; sacando con



lentitud la cerilla de la probeta vuelve á encenderse al atravesar las capas de gás que están ardiendo en su boca. La llama del hidrógeno tiene muy poco brillo, y cuando el gás es puro apenas es visible; en cambio su temperatura es muy grande; introduciendo en su interior ciertas sustancias como un alambre de platino ó un cilindro de cal, de magnesia ó de zircona, (luz Drumond) ó bien cuando se mezcla con el vapor de ciertas sustancias combustibles, como la benzina, petróleo etc., se produce una luz muy intensa.

Fig. 5.^a—Combustión del hidrógeno en el aire.

Inflamado el hidrógeno que sale por la punta afilada de un tubo y haciendo entrar la llama poco á poco en tubos de mayor diámetro y bien secos, se producen sonidos cuyos tonos son diferentes segun los diámetros de aquellos; este fenómeno se conoce con el nombre de *armónica química*.

El hidrógeno no sirve para sostener la respiración de los animales, pero no es deleteréo; se le puede respirar mezclado con el aire sin experimentar ninguna molestia, únicamente se modifica algo el timbre de la voz de las personas que le respiran.

Es un cuerpo muy reductor; combinándose con el oxígeno ó con otros elementos electro-negativos de algunas moléculas, hace disminuir en ellas la cantidad absoluta de aquellos; en otras ocasiones se adiciona á los cuerpos haciendo disminuir su cantidad relativa.

La afinidad del hidrógeno para otros cuerpos no es muy grande á la temperatura ordinaria; sin embargo puede combinarse con algunos como se verá más adelante. El calor, la luz, la electricidad, la presión y alguna otra de las causas modificantes de la afinidad, aumentan su energía química y producen su combinación con cuerpos sobre los que no actúa en otras condiciones. El platino en esponja le condensa en grandes cantidades y elevándose su temperatura hasta el rojo ocasiona la combustión del dardo de gás que se dirige sobre él; en este hecho está fundada la construcción de la lámpara hidroplatínica.

Ya se dijo al tratar de la teoría de los tipos que Gerhardt consideró al hidrógeno como uno de ellos, al que pueden referirse todos los radicales simples y compuestos.

124. Obtención del hidrógeno.—*Por la electrolisis del agua.* Siempre que se somete el agua á la electrolisis en un voltámetro (figura 6.^a) ó en otro

aparato adecuado al objeto, se obtiene en el polo negativo gás hidrógeno.

Descomponiendo el agua por los metales.—Al exponer la clasificación de los metales, (110) se dijo

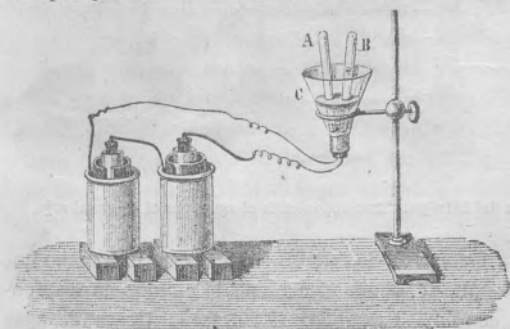
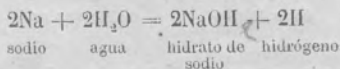


Fig. 6.^a—Obtención del hidrógeno por la electrolisis del agua.

que algunos tienen la propiedad de descomponer el agua á la temperatura ordinaria y otros al rojo. De los primeros el que se emplea en la práctica es el sodio: se toma un fragmento de este con unas pinzas y se le introduce debajo de una probeta llena de agua y colocada sobre el puente de la cuba hidro-neumática; el sodio descompone el agua sustituyendo á su hidrógeno que queda libre y vá á ocupar la parte superior de la probeta, quedando en disolución hidrato sódico, (produciéndose 77,6 calorías) como expresa la reacción siguiente:



De los metales que descomponen el agua á la temperatura del rojo,

se emplea el hierro; se coloca este, en alambre ó en fragmentos pequeños, dentro de un tubo de porcelana *AB* (fig. 7.^a) ó de un cañón de fusil y este á su vez en un hornillo de reverbero *H* para calentarlo hasta el rojo; uno de los extremos del tubo comunica con un matraz ó con una retorta *C* en la que se calienta agua con un hornillo *D* para transformarla en vapor, que atravesando por el interior del tubo donde está el hierro enrojecido, se descompone en oxígeno que se

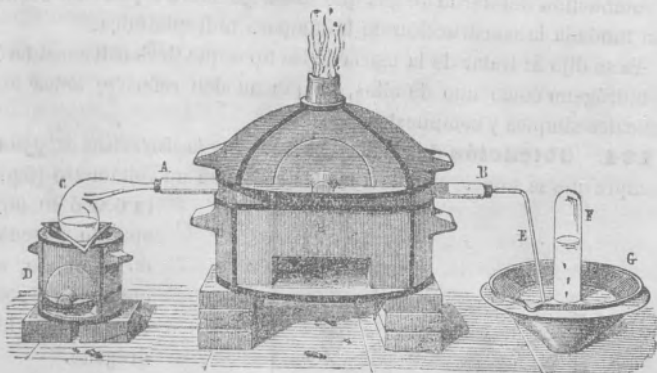
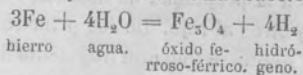
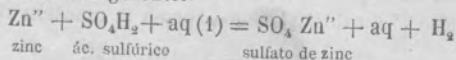


Fig. 7.^a—Obtención del hidrógeno descomponiendo el agua por el hierro al rojo.

une al hierro, para formar óxido ferroso-férrico y en hidrógeno que sale por el extremo opuesto, donde está adaptado un tubo de desprendimiento *E* que le conduce á campanas *F* ó frascos llenos de agua y colocados en la cuba hidroneumática *G* ó bien á un gasómetro, si se quiere recogerle en mayor cantidad. La reacción es la siguiente:



Por el zinc, agua y ácido sulfúrico.—El zinc, el hierro y algunos otros metales, tratados por el ácido sulfúrico y el agua, sustituyen al hidrógeno del ácido produciendo sulfatos y aquel se desprende, como expresa la reacción siguiente:



(1) Se representa por aq. la cantidad indeterminada de agua en que está diluido el ácido sulfúrico que se emplea en esta reacción.

El aparato que se emplea (fig. 8.^a) está formado por un frasco de dos bocas en el que se coloca el zinc; por el tubo de embudo se echa

el ácido sulfúrico diluido en agua y por el de desprendimiento sale el hidrógeno que se recoge en probetas en la cuba hidroneumática.

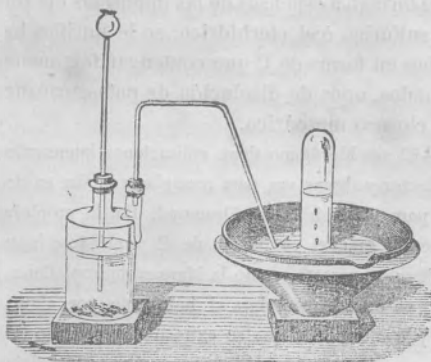


Fig. 8.^a—Obtención del hidrógeno por el zinc, agua y ácido sulfúrico.

cerca de sus fondos; en uno de ellos se coloca carbón de cok ó de madera y encima el zinc en granalla ó en lámina cortada, y en el

otro el agua acidulada con ácido sulfúrico; variando convenientemente la altura de cada uno de dichos frascos se conseguirá que el agua acidulada no esté en contacto con el zinc, y por consiguiente que no haya desprendimiento de gas cuando el aparato no funcione.

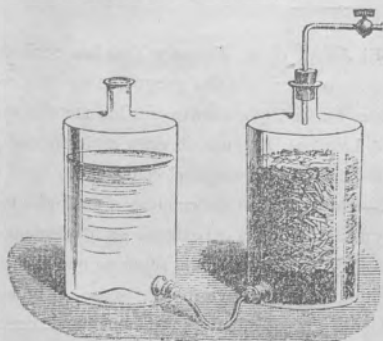
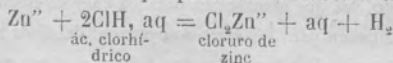


Fig. 9.^a—Aparato para la producción continua de gas hidrógeno.

sulfúrico por el clorhídrico que produce la reacción siguiente:



Algunos otros procedimientos se conocen para obtener el hidrógeno, pero creemos suficientes los anteriores para una obra elemental (1).

(1) Todas estas reacciones para obtener el hidrógeno se explican perfectamente por los

125. Purificación del hidrógeno.—El hidrógeno obtenido por estos medios no es puro; le acompañan carburo, sulfuro y arsénio de hidrógeno que se forman á espensas de las impurezas del zinc ó del hierro y del ácido sulfúrico ó el clorhídrico: se le purifica haciéndole atravesar por tubos en forma de U que contengan fragmentos de piedra pomez impregnados, unos de disolución de potasa caústica y otros de disolución de cloruro mercurico.

126. APLICACIONES.—El gas hidrógeno tiene aplicaciones interesantes; en Química como agente reductor y alguna vez para reemplazar al aire en ciertos aparatos; sirve también para producir la luz Drumond. Por la propiedad que tiene el platino de condensar grandes cantidades de él poniéndose incandescente, se le emplea en algunos aparatos, como la lámpara hidroplatínica y el termocauterio de Paquelin; en este se reemplaza el hidrógeno por algunos hidrocarburos muy volátiles y combustibles que se extraen del petróleo. Por ser el gas menos denso que se conoce puede utilizarse para llenar los globos aereostáticos.

Cuerpos halógenos.

127. Su definición.—El *Fluor*, *Cloro*, *Bromo* y *Yodo* han recibido la denominación de cuerpos *halógenos*, voz derivada del griego que significa *engendro sal*, porque las combinaciones binarias que forman con los metales son las sales que se llaman *halógenas* ó *haloideas*. Algunas de estas están formadas por radicales halógenos compuestos, como por ejemplo el cianógeno.

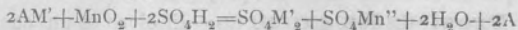
128. Sus analogías.—Estos cuerpos tienen entre sí analogías tan grandes que forman un grupo muy natural; después del oxígeno son los elementos más electro-negativos que se conocen y algún químico ha supuesto que el fluor lo es más que aquel. A la temperatura ordinaria el cloro es gaseoso, el bromo líquido, el yodo sólido: sus densidades y pesos atómicos van aumentando desde el fluor hasta el yodo, último cuerpo de esta serie, que tiene aspecto metálico.

Sus afinidades químicas son muy enérgicas pero van decreciendo desde el fluor hasta el yodo, las que manifiestan para los cuerpos electro-positivos y aumentando las que tienen para los electro-negativos; del fluor no se conoce ninguna combinación con el oxígeno; las que forma el cloro con este elemento son muy inestables, algo más estables las del bromo y mucho más las del yodo;

principios de la Termoquímica, teniendo en cuenta que el calor que se produce en todas ellas es superior al de 34,5 calorías que absorbe el agua para descomponerse.

en cambio la afinidad para el hidrógeno vá decreciendo desde el fluor hasta el yodo. Uniéndose volumen á volumen con el hidrógeno dan ácidos del grupo de los hidrácidos enérgicos.

129. Método general para obtenerlos.—El cloro, bromo y yodo pueden obtenerse por un mismo procedimiento, que consiste en tratar una sal halógena por el bióxido de manganeso y el ácido sulfúrico; para formular la reacción de una manera general se representará la sal halógena de un metal M , por la fórmula $AM(1)$ y se tendrá:



de suerte que puede decirse que un cloruro, bromuro ó yoduro tratado por el bióxido de manganeso y el ácido sulfúrico desprenderá cloro, bromo ó yodo.

Siguiendo un órden riguroso se debería comenzar el estudio particular de los cuerpos halógenos por el fluor, pero como este elemento no se le ha aislado, conviene para hacer su estudio conocer ya el cloro, bromo y yodo.

CLORO—Cl'

Peso atómico..... 35,46.

Peso molecular..... 71.

130. HISTORIA Y SINONIMIA.—Descubierto en 1774 por el químico sueco Scheele que le dió el nombre de *ácido marino deflogisticado*. Lavoisier y Berthollet creyeron que era una combinación del ácido clorhídrico con el oxígeno y le denominaron *ácido muriático oxigenado*. Gay-Lussac y Thénard en Francia (1809) y Davy en Inglaterra (1810) demostraron que era simple dándole el nombre de *clorina*, que Ampere sustituyó por el de *cloro* que significa *amarillo-verdoso*.

131. Estado natural.—No se ha demostrado que exista libre en la naturaleza; se le encuentra combinado en el reino mineral y en el orgánico formando cloruros como el de sódio, que es el más abundante, el de potasio, el cálcico, el magnésico, etc.

132. Propiedades físicas.—El cloro es un cuerpo gaseoso á la temperatura y presión ordinarias, pero á -50° ó á 4 atmósferas y temperatura de $+15^{\circ}$ se liquida; aún no se ha conseguido solidificarle. En el estado gaseoso es trasparente, de color amarillo verdoso, y amarillo oscuro si está liquidado; de olor desagradable, sofocante y característico; su sabor es acre; tiene por densidad 2,44, y en estado líquido 1,33; un litro de gás cloro pesa 3,155 gramos; con relación al hidrógeno su densidad es 35,46.

(1) Se elige la letra A para representar los cuerpos halógenos en esta reacción porque si se usára la H , inicial de su nombre genérico, podría tomarse por el símbolo del hidrógeno y originar confusiones.

Se disuelve bastante en el agua; su mayor coeficiente de solubilidad es á $+8^{\circ}$ en que un volúmen de agua puede disolver hasta 3,04 volúmenes de gás cloro; la disolución tiene el color, olor y sabor del gás y recibe el nombre de *agua de cloro*.

El calor, la luz y la electricidad aumentan su energía química; cuando se le somete durante algun tiempo á la acción de los rayos^s solares adquiere la propiedad de unirse con otros cuerpos en condiciones que no lo hacía antes (Draper) (1).

133. Propiedades químicas.—El cloro es un cuerpo muy electro-negativo, oxidante y comburente. Esta última propiedad se demuestra por varios experimentos; si se introduce en un frasco (fig. 10)



Fig. 10.—Combustión del fósforo en el cloro.

lleno de cloro bién seco, un trozo de fósforo, este arde porque se combina con aquél para formar cloruro de fósforo; también arden el arsénico, el antimonio, el bismuto etc., cuando se les hace caer reducidos á polvo muy fino (fig. 11) dentro de atmósferas de cloro seco, porque se producen los cloruros correspondientes con desarrollo de calor y de luz; con el cobre el experimento se verifica introduciendo en un frasco lleno de cloro bién seco (fig. 12) una espiral de alambre muy delgado de dicho metal, en cuyo extremo se coloca un trozo de pan de oro, para iniciar la reacción ó bién se calienta dicha estremidad antes de introducirle en el cloro. Si se introduce una cerilla encendida en una probeta llena de cloro la llama disminuye de volúmen, se pone verdosa en su base, se hace fuliginosa y se apaga al poco rato.

No sirve para la respiración; cuando se le respira, aunque sea en poca cantidad, produce una gran opresión en el aparato respiratorio, despues sobreviene una tós muy violenta, se arroja sangre si se continúa respirándole, y sus efectos pueden ser mortales (2); debe manejársele con con precaución.

(1) Draper creyó que el cloro *soleado* como él le llamó, era una modificación alotrópica de este cuerpo, que tiene entre otras, la propiedad de unirse al hidrógeno en la oscuridad; hoy se sabe que pueden atribuirse dichas propiedades á la formación de ácido hipocloroso por la acción de los rayos solares sobre el cloro mal desecado.

(2) Los efectos que ocasiona el cloro desaparecen respirando aire puro y bebiendo leche ó agua con almidón.

El cloro es un cuerpo muy enérgico en casi todas sus acciones químicas;

se combina directamente con casi todos los cuerpos simples; su acción sobre el hidrógeno libre ó combinado es una de las mas importantes porque la gran afinidad que tiene para dicho cuerpo explica muchas de sus reacciones en las que se desarrolla gran cantidad de calor. Mezclando volúmenes iguales de ambos gases y dejándolos en la oscuridad no se combinan; á la luz difusa se unen con lentitud; expuestos á los rayos solares se combinan con explosión, por lo que es preciso hacer el experimento con algunas precauciones: la llama de una cerilla ó una chispa eléctrica pueden también producir la combinación de los dos gases;



Fig. 11.—Combustión del arsénico en el cloro.

en todos estos casos se forma ácido clorhídrico. Cuando actúa sobre sustancias hidrogenadas se apodera de su hidrógeno para formar ácido clorhídrico; esta es la acción que ejerce sobre el agua dejando el oxígeno libre y por eso se dice que es oxidante; así se explica por qué destruye muchas sustancias orgánicas vegetales y animales, descolora muchas materias colorantes y es desinfectante.

Algunas veces al reaccionar sobre las sustancias hidrogenadas reemplaza ó sustituye al hidrógeno átomo por átomo produciendo derivados clorados, como sucede con el ácido acético (91). El estudio de estas sustituciones ha sido de gran importancia para la Química.



Fig. 12.—Combustión de un alambre de cobre en el cloro.

octaédricos de color blanco amarillento (*hidrato de cloro*) cuya composición es $\text{Cl}_2 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, que sirvieron á Faraday para liquidar el cloro; para ello les desecó rápidamente y les

HIDRATO DE CLORO.—Cuando se somete la disolución saturada de cloro en agua á una temperatura de 0.° se forman unos cristales

colocó en el extremo cerrado de un tubo de vidrio de paredes resistentes (fig. 13); cerrándole después á la lámpara y calentando el extremo donde está el hidrato de cloro hasta 30°, este se desdobla en cloro del que una parte se liquida por la presión que él mismo ejerce y agua que queda sobre el cloro líquido; si al mismo tiempo se enfria el otro extremo con hielo y sal, el cloro destila y se condensa en él.



Para preparar la disolución del gas cloro en el agua, se emplea un aparato (fig 14.^a) que consta de un matraz *a* donde se desprende el

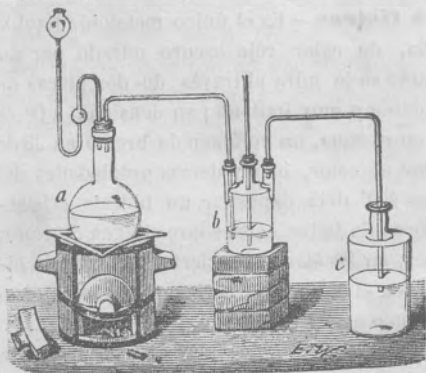


Fig. 14.—Preparación de la disolución de cloro en el agua.

gás por una de las reacciones mencionadas, de un frasco lavador pequeño *b*, de tres bocas con un poco de agua destilada y de otro *c*, en el que se coloca el agua donde se ha de disolver el cloro; este frasco debe mantenerse a una temperatura de $+ 8^{\circ}$ para que el agua disuelva la mayor cantidad posible de gas. Esta disolución

debe guardarse en frascos de color oscuro pues por la acción de la luz, el cloro se apodera del hidrógeno del agua formándose ácido clorhídrico y el oxígeno queda libre; á veces se forma además alguno de los oxácidos de cloro. Por esta razón conviene dirigir el gás para disolverle al mismo frasco de color oscuro que ha de servir para conservar la disolución.

135. APLICACIONES DEL CLORO.—En los laboratorios de Química se emplea con mucha frecuencia como oxidante y como clorurante, ya en estado de gás, ya disuelto en agua; en Medicina se emplea como desinfectante por la propiedad que tiene de destruir los miasmas que impurifican la atmósfera de ciertas localidades; en Toxicología se hace uso de él para descomponer los materiales orgánicos que impiden la investigación de algunas sustancias venenosas. Ciertas industrias consumen grandes cantidades de cloro por su propiedad decolorante; por esta razón la industria del cloro es una de las mas importantes y perfeccionada como puede verse en los tratados de Química aplicada.

BROMO—Br

Peso atómico..... 80.

Peso molecular..... 160.

136. HISTORIA.—Descubierto por Balard en 1826 que le dió el nombre de *bromo* (de una palabra griega que significa *fetidez*) por su olor repugnante.

137. Estado en la naturaleza.—No se le ha hallado libre en la naturaleza. Existe en el agua del mar y en algunas aguas salinas en estado de bromuro de magnesio, de potasio y de sodio; se

El aparato que se emplea (fig. 15) consta de una retorta de vidrio en la que se colocan los cuerpos que han de reaccionar y de un recipiente bitubulado enfriado por un chorro de agua fría, donde se condensan los vapores de bromo.

Este cuerpo debe conservarse en frascos bien cerrados, poniendo sobre él una capa de agua ó de ácido sulfúrico, para evitar su evaporación.

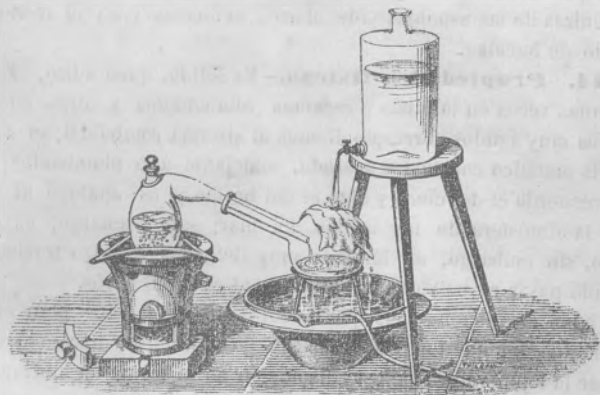


Fig. 15.—Obtención del bromo.

141. APLICACIONES.—En Química se emplea para la preparación de algunos cuerpos, ya por sustitución, ya por doble descomposición; en Medicina se usa raras veces el bromo libre, pero mucho los compuestos que forma; en fotografía (daguerreotipo) se usaba para la preparación de placas sensibles; hoy se emplean los bromuros; en la fabricación de colores artificiales, como en la de la eosina (fluorescina tetrabromada) se consumen grandes cantidades de bromo.

YODO.—I.

Peso del átomo....126.86 (127)

Peso de la molécula.... 253,72 (254)

142. HISTORIA Y SINONIMIA.—Courtois descubrió este cuerpo casualmente en 1811, acerca de cuyo descubrimiento Clement publicó una memoria en 1813. Gay-Lussac y Davy le estudiaron en 1813 y 1814. Se le dió el nombre de *yodo* por el hermoso color violeta de sus vapores.

143. Estado en la naturaleza.—Se encuentra libre en algunas hullas; en una roca dolomítica en Saxon (Valais), cuyas emanaciones tienen olor muy marcado á yodo; segun Chatin se halla

normalmente en el aire, hecho que otros han negado. Se encuentra en combinación con algunos metales formando yoduros, de los que unos, como los de sodio y magnesio, existen en el agua del mar y de algunas salinas y otros en ciertos minerales. El nitrato sódico del Perú y de Chile contiene un 2 0/0 de yodo en estado de yoduro y yodato sódicos. En el reino orgánico se le halla también en los seres que viven en las aguas que llevan en disolución yoduros, en las cenizas de las esponjas y de ciertos moluscos y en el aceite de higado de bacalao.

144. Propiedades físicas.—Es sólido, quebradizo, cristaliza unas veces en láminas ó escamas romboidales y otras en octaedros muy agudos correspondientes al sistema romboidal; su color es gris metálico con lustre acerado, semejante á la plumbagina; su olor recuerda el del cloro y algo el del bromo y es análogo al que tiene la atmósfera de las orillas del mar; sabor amargo; es casi opaco, sin embargo, en láminas muy delgadas es algo traslucido dejando pasar rayos violetas; su densidad es 4,146 á 15°.

El agua no disuelve más que 0,000181 de yodo á 10° pero es lo suficiente para que tome color pardo poco intenso; haciendo descender la temperatura de esta disolución no se forma el hidrato de yodo como en iguales circunstancias se forman los de cloro y bromo; es mucho más soluble en los alcoholes, en los eteres, en ciertos carburos de hidrógeno, como la benzina, en el cloroformo, en el sulfuro de carbono; algunas de estas disoluciones tienen coloración amatista; es soluble también en las disoluciones de ciertos yoduros, como el de potasio; y en la del ácido yodhídrico.

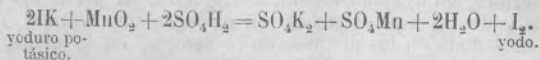
El yodo emite vapores violados aún á la temperatura ordinaria; á 113° se funde produciendo un líquido oscuro que hierve entre 175° y 180° dando vapores de un hermoso color violado á los que debe su nombre y cuya densidad es 8,716 y referida al hidrógeno 126,86.

145. Propiedades químicas.—El yodo es cuerpo electro-negativo pero menos que el cloro y el bromo; sus afinidades son las mismas que las de estos pero menos enérgicas, escepto para los cuerpos más electro-negativos que él; es comburente, en su vapor, arden algunos cuerpos como el fósforo y el antimonio, pero una cerilla encendida se apaga al introducirla en él; es irrespirable y venenoso; tiñe de amarillo rojizo la piel y otros tejidos desorganizándoles cuando se prolonga el contacto con ellos. Se combina di-

rectamente con el hidrógeno, el cloro y el bromo y con otros muchos cuerpos simples; sustituye al hidrogeno de las sustancias orgánicas, dando los derivados correspondientes; su poder decolorante es débil

El engrudo de almidón toma un color azul oscuro en presencia del yodo porque se forma un yoduro de almidón; esta coloración azul desaparece á 100° y reaparece por enfriamiento, aunque con menos intensidad y siempre que la referida temperatura no se haya prolongado durante mucho tiempo. Para explicar este hecho se han emitido varias hipótesis pero ninguna satisfactoria hasta ahora.

146. Obtención del yodo.—Puede obtenerse por el método general, tratando un yoduro metálico, que en la práctica se emplea el de potasio ó el de sodio, por el bióxido de manganeso y el ácido sulfúrico:



* Puede servir para esta obtención el mismo aparato (fig. 15) que para la del bromo; el yodo que se deposita en el recipiente, se le sublima de nuevo y se desecan los cristales sobre fragmentos de bizcocho de porcelana ó sobre ladrillos.

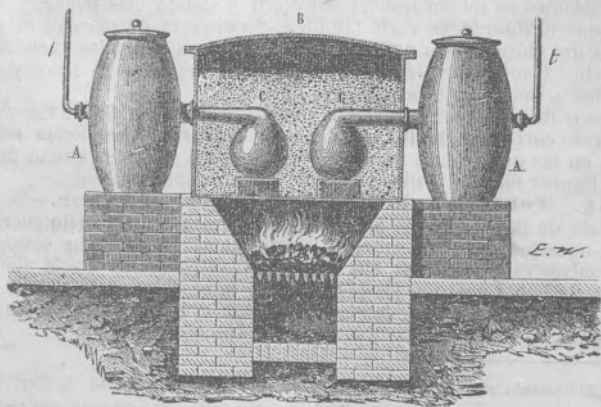


Fig. 16.—Purificación del yodo por sublimación.

En la industria se extrae el yodo que contienen los nitratos sódicos impuros del Perú y de Chile, tratando sus disoluciones primero por gas sulfuroso, para transformar el yodato sódico en yoduro, y despues por la cantidad necesaria de cloro para descomponer este yoduro y, el que ya contenia el nitrato; el yodo que se sedimenta se

le sublima en retortas de barro C C (fig. 16) colocadas en baño de arena B; los vapores de yodo se condensan en recipientes A A., que tienen un falso fondo, donde cristalizan (1).

147. APLICACIONES.—Se emplea en Química como reactivo por ejemplo para la sulfhidrometría (~~230~~); en Medicina es uno de los agentes terapéuticos de mas valor; la industria consume grandes cantidades de yodo para fabricar ciertos productos.

FLUOR.—F¹

Peso atómico... 19.

Peso molecular.... 38.

148. HISTORIA Y SINONIMIA.—Ampere fué el primero que consideró á este cuerpo como simple y halógeno, denominándole *phloro* (destructor) por sus propiedades; posteriormente se le ha dado el nombre de *fluor* por existir en el espato fluor.

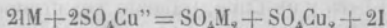
149. Estado en la naturaleza.—Se encuentra combinado con el calcio en el fluoruro cálcico (espato fluor), en la cryolitha (fluoruro doble de sodio y aluminio), en el fluoruro de cerio y en otros minerales; en el reino vegetal se le halla en los tallos de las gramíneas y de las equisetáceas: en el organismo animal, en los huesos, sobre todo en los dientes, en la sangre, en la orina, en la leche, etc. Según Wilson y Niklés el fluor es uno de los cuerpos más repartidos en la naturaleza.

150. Propiedades.—No habiéndosele aislado en condiciones de poderle estudiar no se conocen sus propiedades, haciéndose suposiciones acerca de ellas, fundadas en las analogías de sus compuestos con los del cloro, bromo y yodo. Dumas fijándose en que su peso atómico es menor que el del cloro y siendo este gaseoso, supuso que el fluor debe serlo también. Su energía química es mayor que la del cloro puesto que ataca con rapidez á todos los metales y á muchos compuestos, entre los que deben citarse la sílice y los silicatos y por lo tanto al vidrio.

Apesar de que son grandes las analogías entre los fluoruros y los cloruros correspondientes, existen sin embargo diferencias entre ellos, en las que se han fundado algunos para suponer que el fluor debe figurar en otro grupo que el de los cuerpos halógenos.

151. Tentativas hechas para aislar el Fluor.—Desde la época de Davy, que fué el primero que intentó aislar este cuerpo, hasta nuestros días, son muchos los químicos que se han ocupado de resolver este problema sin resultado satisfactorio hasta ahora, apesar de haber seguido procedimientos muy diferentes. Deben citarse entre otros á Aimé, los hermanos Knox, Louyet, Fremy, cuyas tentativas han sido varias, Kaemmerer, Thomas, etc.

(1) El ilustrado catedrático de Química general de la Universidad de Barcelona, Dr. Luanco, propone para extraer el yodo un procedimiento muy económico que consiste en tratar por sulfato cúprico anhidro los yoduros procedentes de la incineración de ciertas algas, calentando la mezcla en retortas de barro lo suficiente para que se desprenda el yodo:



Compendio de las lecciones de Química general explicadas en la Universidad de Barcelona por el Dr. D. José Ramón de Luanco.—Barcelona.—1879.—pág. 76.

de la pag. 97 adelan

Compuestos que forma el hidrógeno con los cuerpos halógenos.

152. Caracteres generales de los hidrácidos.—El hidrógeno se combina con los cuerpos halógenos, formando con cada uno de ellos un solo compuesto (1) de un átomo ó un volumen del halógeno con otro de hidrógeno, de cuyo hecho se deduce su calidad de *monodínamos*. La serie de estos compuestos es la siguiente:

FIH = ácido fluorhídrico ó fluórido hídrico.

ClH = » clorhídrico ó clórido »

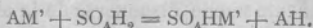
BrH = » bromhídrico ó brómido »

IH = » yodhídrico ó yodido »

Estos cuatro cuerpos, como indica su nombre, son *hidrácidos*; enrojecen fuertemente las tinturas azules vegetales, neutralizan las bases formando la sal halógena correspondiente, que también puede resultar de la sustitución directa de su hidrógeno por los radicales metálicos, y son *monobásicos*. Si el metal que sustituye á su hidrógeno tiene una dinamicidad superior á uno, necesitan reunirse tantas moléculas del hidrácido como unidades tenga aquella, según ha podido verse en la obtención del hidrógeno por medio del zinc y del ácido clorhídrico, (124). Son gaseosos á la temperatura y presión ordinarias, incoloros muy solubles en el agua, con la que forman hidratos bien definidos; dan humos blancos cuando se ponen en contacto con el aire húmedo y sus disoluciones tienen los caracteres de los ácidos.

153. Procedimiento general para prepararles.—

Se les puede preparar por un procedimiento general que consiste en tratar una sal halógena por el ácido sulfúrico:



sal ácido sulfato del hidrá-
halógena sulfúrico metal M'. cido.

Este método hay que modificarle cuando se trata de aplicarle á los ácidos bromhídrico y yodhídrico, por la propiedad que tienen de reaccionar sobre el sulfúrico, como se verá al tratar de ellos en particular.

ÁCIDO CLORHÍDRICO—ClH.

Peso molecular.... 36,46.

154. HISTORIA Y SINONIMIA.—Se cree que Basilio Valentin (siglo XV)

(1) En la Academia de Ciencias de París (26 de Julio de 1880) presentó Berthelot una memoria sobre la disolución del cloro en el agua, en la que ocupándose de la solubilidad de dicho gas en las disoluciones concentradas de ácido clorhídrico y del calor desprendido al efectuarse supone que es posible se forme un *tricloruro de hidrógeno*.

fué el primero que conoció este cuerpo. Glauber le desprendió al preparar el sulfato sódico (sal de Glauber). Su conocimiento exacto puede decirse que data del año 1772 en que le estudió Priestley; después se han ocupado de su estudio Gay-Lussac, Thénard, Davy, Bineau y Faraday y posteriormente Hofmann. Ha recibido los nombres de *espíritu de sal*, *ácido marino*, *ácido muriático*, *ácido hidrocórico*, *ácido clorhídrico*, y *clorido hídrico*.

155. Estado en la naturaleza.—Existe libre en los gases que exhalan los volcanes en actividad; disuelto en el agua del río Vinagre que nace en las inmediaciones de un volcan en la cordillera de los Andes (América del Sur) (1); en el jugo gástrico del hombre y de los mamíferos y en el producto segregado por las glándulas salivares del *Dolium galca*.

156. Propiedades físicas.—Es un gas que á -80° ó á la temperatura de 10° y presión de 40 atmósferas se transforma en un líquido incoloro, cuya densidad es 1,27; aún no se ha conseguido solidificarle: no tiene color, olor sofocante y sabor muy ácido; su densidad es 1,278 y referida al hidrógeno 18,23; muy soluble en el agua, un volumen de esta á $+8^{\circ}$ puede disolver 480 volúmenes de este gas y 458 volúmenes á $+15^{\circ}$; esta gran solubilidad se demuestra por varios medios; si se tiene una probeta llena de gas ácido clorhídrico colocada en una copa con mercurio sobre el cual se echa agua y se levanta aquella hasta que su boca se ponga en contacto con el agua, se precipita esta con rapidez dentro de la probeta, chocando contra la pared superior, que puede romperse si no es bastante resistente, pero si el gas está mezclado con algo de aire la velocidad disminuye mucho. El experimento puede disponerse de la siguiente manera: se llena de gas ácido clorhídrico un frasco A. (figura 17) cuya boca se cierra con un tapón atravesado por un tubo de vidrio uno de cuyos extremos, el que corresponde al interior del frasco, termina en orificio casi capilar; introduciendo el otro en un vaso B que contenga agua y rompiendo con unas pinzas su estremidad cerrada, entra aquella en el frasco en forma de surtidor hasta que le llena por completo; tiñendo el agua con tintura azul de tornasol, toma color rojo intenso al penetrar en el frasco, con lo que se demuestra al mismo tiempo

(1) En cada litro de agua del río Vinagre ha hallado Boussingault 1,217 grm. de ácido clorhídrico, que conocido el caudal de agua de dicho río (34.785 metros cúbicos cada 24 horas) equivale á 42,150 kilogramos de ácido clorhídrico por día.

la cualidad de ácido enérgico del gas clorhídrico, propiedad de que participan sus disoluciones en el agua, como se verá mas adelante.

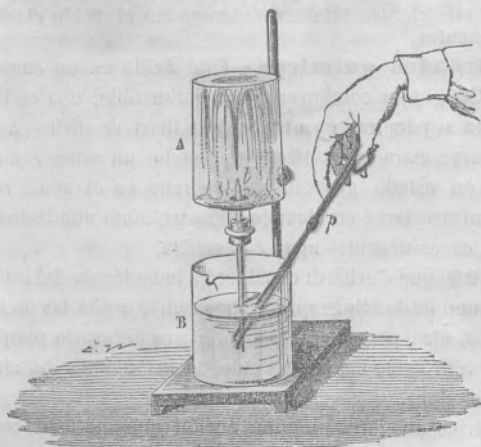


Fig. 17.—Solubilidad del ác. clorhídrico en el agua.

gela, pero si manteniendo su temperatura á -22° se hace llegar á ella una corriente de gas ácido clorhídrico, se forman cristales cuya composición es $\text{ClH}, 2\text{H}_2\text{O}$, fusibles á 18° con desprendimiento de ácido clorhídrico. Estos cuerpos reciben el nombre de *hidratos* de este ácido.

DISOCIACIÓN DEL ÁCIDO CLORHÍDRICO.—Este cuerpo que resulta de la unión del cloro con el hidrógeno, desprendiéndose 22 calorías, es un compuesto estable. Puede sin embargo disociarse á unos 1500° , como lo demostró H. Sainte-Claire Deville en el aparato (figura 18) que él llamaba *tubo caliente y frio*.

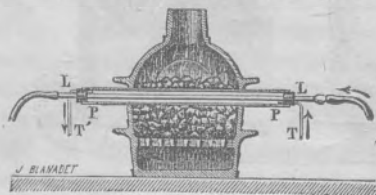


Fig. 18.—Tubo para la disociación del ác. clorhídrico.

Consta de un tubo de porcelana P,P que se calienta al rojo blanco en un hornillo rectangular; por su eje pasa otro tubo de latón plateado L,L de unos 8 m.m. de diámetro cuya superficie plateada se cubre de una ligera capa de mercurio; por el interior de este tubo se hace circular constantemente agua fria que mantenga sus paredes á unos 10° ; por el espacio intertubular se hace pasar una corriente de gas ácido clorhídrico por medio de los tubos T T; recogiendo el gas que sale del aparato y

La disolución saturada de ácido clorhídrico marca $24,5$ en el areómetro de Bé, tiene una densidad de $1,21$ y corresponde á la fórmula $\text{ClH}, 3\text{H}_2\text{O}$; calentándola hasta 110° pierde parte del gas y destila un ácido de $1,1$ dens. que corresponde á $\text{ClH}, 8\text{H}_2\text{O}$. En cambio sometida á -30° no se con-

llamaba *tubo caliente y frio*. Constata de un tubo de porcelana P,P que se calienta al rojo blanco en un hornillo rectangular; por su eje pasa otro tubo de latón plateado L,L de unos 8 m.m. de diámetro cuya superficie plateada se cubre de una ligera capa de mercurio; por el interior de este tubo se hace circular constantemente

agua fria que mantenga sus paredes á unos 10° ; por el espacio intertubular se hace pasar una corriente de gas ácido clorhídrico por medio de los tubos T T; recogiendo el gas que sale del aparato y

absorbiendo el ácido clorhídrico, se demuestra que existe hidrógeno libre; en cambio en la superficie del tubo de latón se ha formado algo de cloruro mercurioso y cloruro de plata á espensas del cloro que ha quedado libre. La electricidad también descompone el ácido clorhídrico en sus elementos.

157. Propiedades químicas.—Este ácido es un cuerpo muy electro-negativo, no es comburente ni combustible; una cerilla encendida se apaga al penetrar en una probeta llena de dicho gás y este no arde; no sirve para la respiración, siendo un veneno muy activo lo mismo en estado gaseoso que disuelto en el agua; sus efectos pueden contrarestarse empleando como antídoto una lechada de magnesia y en casos urgentes agua con ceniza.

Ya se ha dicho (92) que Gerhardt consideró á la molécula del ácido clorhídrico como uno de los tipos químicos y refirió á ella las de los cloruros, bromuros, etc., pero que este tipo no era necesario porque puede referirse al hidrógeno en el que uno de los átomos ha sido reemplazado por el cloro.

El ácido clorhídrico no ejerce ninguna acción que merezca consignarse sobre los cuerpos estudiados anteriormente. Mas adelante se verán las que ejerce sobre algunos cuerpos simples y compuestos, algunas de las cuales son de mucho interés.

158. Preparación.—Se le prepara por el procedimiento ge-

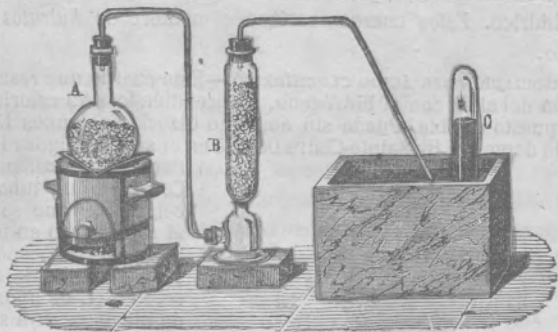
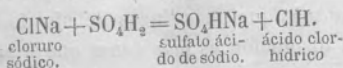


Fig. 19.—Preparación del gas ácido clorhídrico seco.

neral (153) tratando un cloruro por el ácido sulfúrico. Siendo el cloruro sódico el más abundante en la naturaleza se le emplea para esta preparación lo mismo en los laboratorios que en la industria.

La reacción que tiene lugar en los aparatos de vidrio que se emplean en los laboratorios, es la siguiente:



El aparato es el que representa la figura 19; se compone de un matraz de vidrio A, cerrado con un tapón por el que penetra un tubo que le pone en comunicación con una probeta B de desecar gases, que contiene fragmentos de cloruro cálcico; el gas se recoge en probetas C, colocadas en la cuba hidrargiro-neumática; en el matraz se coloca

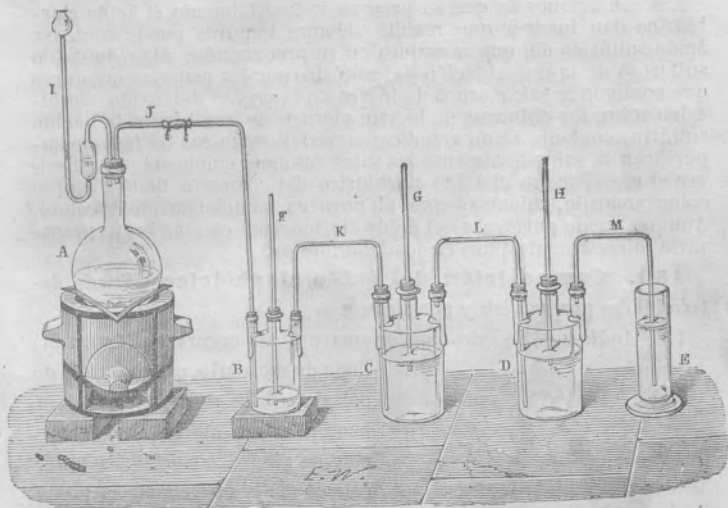


Fig. 20.—Aparato de Woulf para preparar la disolución de ácido clorhídrico en agua. la sal común decrepitada, y mejor aún fundida y en pequeños fragmentos, y encima se echa el ácido sulfúrico; la reacción comienza en frío pero después hay que auxiliarse por el calor.

Si se quiere disolver el gas en agua hay que valerse del aparato de Woulf (fig. 20) que se compone de el matraz A en donde se produce el gas por la reacción anterior y cuya boca está cerrada con un tapón en el que ajustan un tubo de seguridad I en forma de S, por el que se vierte el ácido sulfúrico sobre la sal común, y otro de desprendimiento J que comunica con un frasco lavador pequeño de tres bocas B, en el que se pone un poco de agua destilada, y este á su vez

con otros dos mayores C y D, también de tres bocas, que contienen el agua donde se ha de disolver el gas; los tubos por los que llega éste no deben penetrar más que unas líneas debajo de la superficie de aquella, porque la disolución es más densa que el agua destilada.

En la industria emplean para esta preparación los mismos cuerpos pero como la reacción se verifica en cilindros de hierro en los que la temperatura puede elevarse mucho más que en las vasijas de vidrio, la misma cantidad de ácido sulfúrico reacciona sobre doble cantidad de cloruro sódico, produciéndose sulfato neutro de sodio en vez de sulfato ácido:



Las condiciones en que se prepara industrialmente el ácido clorhídrico dan lugar á que resulte siempre impuro; puede contener ácido sulfúrico del que se emplea en su preparación; algo de ácido sulfuroso de la desoxidación del sulfúrico por las materias orgánicas que contiene la sal; cloruro de hierro de la acción del ácido clorhídrico sobre los cilindros de hierro; cloruro de arsénico, si el ácido sulfúrico contenía ácido arsénico; materias orgánicas de las que impurifican la sal y finalmente las sales del agua empleada para disolver el gas. Por eso el ácido clorhídrico del comercio tiene siempre color amarillo, mientras que el puro es completamente incoloro. Aunque puede purificarse el ácido clorhídrico, es más breve prepararle directamente puro en los laboratorios.

159. Composición del ácido clorhídrico.—Puede determinarse por *análisis* y por *síntesis*.

1.º *Análisis.*—Se introduce en una probeta encorvada (figura 21)



Fig. 21.—Análisis del ácido clorhídrico por el potasio.

llena de mercurio, un fragmento de potasio ó de sodio, despues se hace penetrar un volúmen conocido de gas ácido clorhídrico puro; calentando la probeta en el punto donde se halla el potasio, este se combina con el cloro sustituyendo al hidrógeno que queda libre, siendo su volúmen exactamente la mitad del que ocupaba el gas ácido clorhídrico; de aquí se deduce que está formado por la combinación de

volúmenes iguales de cloro é hidrógeno, unidos sin condensación; ahora bien

si de	1.2780	ó de	18.23	densidades del ácido clorhídrico.
se resta	0.0346	ó	0.50	mitad de la densidad del hidrógeno
quedarán	1.2434	ó	17.73	mitad de la densidad del cloro.

Luego en un volúmen de gás ácido clorhídrico hay $\frac{1}{2}$ volúmen de cloro y $\frac{1}{2}$ de hidrógeno; pero como en este caso volúmen y átomo son sinónimos, resulta que la menor cantidad de cloro y de hidrógeno que pueden unirse para formar el ácido clorhídrico es un átomo ó un volúmen de cada uno de ellos y por consiguiente que la molécula de aquel contiene dos volúmenes.

2.º *Síntesis*.—Para determinar por síntesis la composición del ácido clorhídrico puede emplearse, entre otros, el siguiente procedimiento:



Fig. 22 — Síntesis del ácido clorhídrico.

se toma un frasco de vidrio B (fig. 22) lleno de cloro seco y cuyo cuello esté esmerilado; sellena de hidrógeno un matraz de vidrio A, de la misma capacidad, cuyo cuello ajuste exactamente á la boca del matraz; se expone el aparato á la luz difusa hasta que desaparezca el color verde del cloro y por último á los rayos solares para terminar la combinación de ambos gases; abriendo el aparato dentro de agua salada, que no disuelve ni al cloro ni al hidrógeno y si al ácido clorhídrico, se observa que se llena completamente de agua, lo que demuestra que los dos gases se han combinado en volúmenes

iguales, resultado idéntico al obtenido por el análisis.

160. APLICACIONES DEL ÁCIDO CLORHÍDRICO.—Son muy numerosas é interesantes; es uno de los reactivos más empleados en Química, generalmente disuelto en agua: en farmacia se emplea para preparar muchos medicamentos; en Medicina se usa también, rara vez en estado de gás, mas frecuentemente disuelto en mucha agua constituyendo la limonada clorhídrica; la industria y las artes le emplean en gran número de casos, tales como en la fabricación de algunos cloruros, en la extracción de la gelatina de los huesos, para limpiar las superficies de algunos metales antes de soldarlos etc., etc.

161. Cloruros.—Se dá este nombre á los cuerpos resultantes de la sustitución del hidrógeno del ácido clorhídrico por radicales electro-negativos ó electro-positivos, simples ó compuestos; por lo tanto los cloruros pueden ser electro-negativos, (*clóridos*) y electro-positivos. Si el hidrógeno es reemplazado por los metales resultan los *cloruros metálicos*, que corresponden al grupo de las sales halógenas y á ellos más principalmente se refieren las propiedades y caracteres generales que se van á exponer, que facilitarán considerablemente el estudio particular de estos compuestos.

prenden ácido clorhídrico; mezclados con bicromato potásico y ácido sulfúrico y calentando, desprenden vapores rojos intensos de ácido cloro-crómico, que se condensan en un líquido de color rojo parecido al del bromo; con las sales de plata dan los solubles un precipitado blanco en forma de grumos parecidos a los que forma la leche cuando se corta, cuyo precipitado es insoluble en el ácido nítrico, muy soluble en el amoníaco y se ennegrece por la acción de la luz; precipitan con las sales mercuriosas y el precipitado es también blanco cuajoso y se vuelve negro añadiendo amoníaco; con las sales de plomo y de thallo dan los cloruros, precipitados blancos pulverulentos. Todos estos precipitados les produce también el ácido clorhídrico.

Los cloruros forman un grupo de cuerpos bastante numeroso y tienen muchas aplicaciones, como se verá al estudiarlos particularmente.

ÁCIDO BROMHÍDRICO—BrH.

Peso molecular. . . . 84.

162. HISTORIA Y SINONIMIA.—Descubierto por Balard; se le conoce también con los nombres de *ácido hidrobromico* y de *brómido hídrico*; no existe libre en la naturaleza.

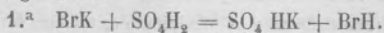
163. Propiedades físicas y químicas.—Es un gas que puede liquidarse á—69° y solidificarse á—73°; incoloro, de olor sofocante y sabor ácido intenso; es 2,71 más denso que el aire y 40,5 que el hidrógeno; muy soluble en el agua (á+10° un volumen de agua disuelve 600 de ácido bromhídrico) al disolverse en ella desarrolla bastante calor por que forma varios hidratos, y la disolución es incolora y dá humos al aire si está concentrada; el calor le disocia como al ácido clorhídrico; la luz no le altera.

Es muy electro-negativo aunque menos que el ácido clorhídrico; no es comburente ni combustible y no sirve para la respiración siendo peligroso el respirarle; es un ácido enérgico y monobásico que forma muchos derivados por sustitución de su hidrógeno. El cloro le descompone formando ácido clorhídrico y dejando el bromo en libertad, pero si hay exceso de cloro se combina también con el bromo para formar cloruro de bromo; descompone los cloruros desprendiendo ácido clorhídrico (26).

164. Preparación.—Puede formarse este cuerpo combinando directamente el vapor de bromo con el hidrógeno con desarrollo de 13,5 calorías; se facilita esta combinación introduciendo en la mezcla

gaseosa una espiral de hilo de platino que se mantiene al rojo por medio de una corriente eléctrica.

No puede emplearse para obtenerle el procedimiento general (153) porque el ácido bromhídrico reacciona sobre el sulfúrico formando agua y gas sulfuroso y quedando bromo libre, según se expresa en las reacciones siguientes:



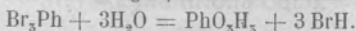
bromuro
potásico.

sulfato ácido
de potasio. ác. brom-
hídrico.



gas sul-
furoso.

Por esta razón se modifica el procedimiento ya sustituyendo el ácido sulfúrico por el fosfórico, ya valiéndose de un bromuro que se descomponga por la acción del agua, como el tribromuro de fósforo:



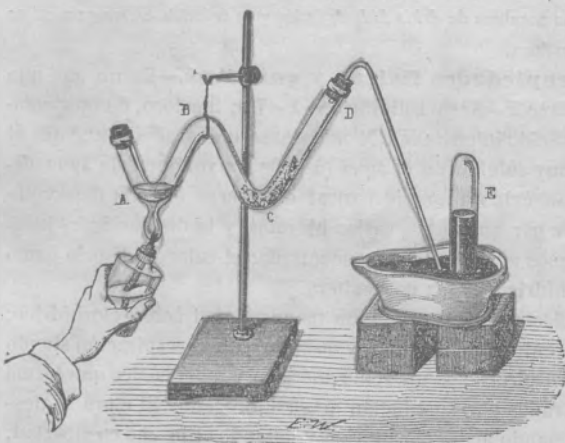
tribromuro
de fósforo.

agua

ácido fosfo-
roso.

ácido brom-
hídrico.

El aparato que se emplea (fig. 24); está compuesto de un tubo, A,



B, C, D formando zigzag; en el ángulo A se coloca el bromo y en C fragmentos pequeños de fósforo interpuestos con trozos de vidrio humedecidos con agua; uno

Fig. 24.—Preparación del ácido bromhídrico.

de los extremos del tubo está cerrado con un tapón y el otro D tiene ajustado un tubo de desprendimiento para recoger el gas en probetas E colocadas en la cuba hidrargiro-neumática. Se calienta el bromo y su vapor al ponerse en contacto con el fósforo forma el bromuro de fósforo, que es descompuesto inmediatamente por el agua, originando

la reacción que se ha expresado. Puede prepararse también por la acción del bromo sobre la parafina á 180.º

165. Análisis.—Se practica como el del ácido clorhídrico, obteniéndose los mismos resultados; es decir, que está compuesto de un volúmen ó un átomo de vapor de bromo y otro volúmen igual ó un átomo de hidrógeno, unidos sin condensación, siendo la molécula del ácido bromhídrico, BrH.

166. Bromuros.—Se definen como los cloruros y se pueden suponer derivados del ácido bromhídrico como tipo secundario del clorhídrico. Los electro-negativos reciben el nombre de *brómidos*.

Muy análogos á los cloruros por su composición y por sus propiedades difieren sin embargo en que resisten menos la acción del calor. Son insolubles en el agua los de *plata, plomo, mercurioso, thalio, paladio y cuproso*; el alcohol disuelve algunos. El hidrógeno les descompone á una elevada temperatura con más facilidad que á los cloruros correspondientes; el cloro desaloja el bromo de los bromuros dejándole en libertad; el ácido clorhídrico les ataca formando cloruros y desprendiéndose ácido bromhídrico.

Se preparan los bromuros por los mismos procedimientos que los cloruros, con solo reemplazar en aquellos el cloro y el ácido clorhídrico, por el bromo y el ácido bromhídrico respectivamente.

Se caracterizan por algunas reacciones importantes; con el bióxido de manganeso y el ácido sulfúrico desprenden bromo que se reconoce por su color y por su olor fétido; con el ácido sulfúrico desprenden también bromo; con el agua de cloro, no empleada en exceso, dejan libre el bromo, que tiñe de color pardo rojizo el agua, que se disuelve en el éter, en el sulfuro de carbono y en el cloroformo tiñéndolos de color rojo más ó menos intenso y dá al engrudo de almidón una coloración amarilla; dán precipitados con las sales de los metales cuyos bromuros son insolubles, siendo el bromuro argéntico blanco, ligeramente amarillento, en forma de grumos, se ennegrece por la acción de la luz y algo soluble en el amoniaco.

Algunos bromuros reciben aplicaciones interesantes en Química, en Medicina y en las artes.

ÁCIDO YODHÍDRICO—IH.

Peso molecular. . 128.

167. HISTORIA Y SINONIMIA.—Fué preparado la primera vez por Gay-Lussac; recibe también los nombres de *ácido hidroyódico* y de *yódido hídrico*. No se le ha hallado libre en la naturaleza.

168. Propiedades físicas y químicas.—Es gaseoso; Fa-

raday consiguió transformarle en un líquido amarillento por la acción combinada de un descenso de temperatura y de un aumento de presión; á -55° se solidifica; es incoloro, de olor sofocante y sabor muy amargo; su densidad es 4,443 y 64 referida al hidrógeno; es muy soluble en el agua, un volúmen de esta á $+10^{\circ}$ disuelve 425 volúmenes de ácido yodhídrico y la disolución tiene las propiedades del gás, es incolora y dá humos blancos al aire, siendo su densidad á la mayor concentración 1,7; se altera con facilidad separándose el yodo del hidrógeno y tomando color oscuro, por lo que es difícil tener dicha disolución completamente incolora; algunas veces deja depositar cristales de yodo muy voluminosos.

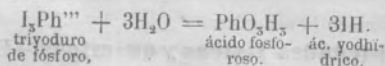
El calor le descompone separando sus dos elementos; si está disuelto en agua se desprende parte del gás y á la temperatura de 125° destila un líquido cuya composición es $(\text{IH})_2 \cdot 11\text{H}_2\text{O}$; la luz y la electricidad también le descomponen.

Es electro-negativo; no es comburente ni combustible y tampoco sirve para la respiración siendo nocivo y deletéreo; es monobásico, menos enérgico que el bromhídrico y dá origen por sustitución á los mismos derivados que éste y el clorhídrico. El cloro y el bromo se apoderan de su hidrógeno dejando el yodo en libertad y formando ácido clorhídrico ó bromhídrico respectivamente y si hay cloro ó bromo en exceso puede formarse cloruro ó bromuro de yodo; ataca á muchos metales y entre ellos al mercurio.

12 169. Preparación.—El vapor de yodo y el hidrógeno pueden combinarse para formar el ácido yodhídrico siempre que la mezcla de ambos cuerpos atraviere por un tubo calentado al rojo ó se pone en presencia de negro de platino ligeramente calentado; esta combinación se verifica con absorción de calor (-8 calorías).

Puede prepararse por el método general, tratando el yoduro bórico por el ácido sulfúrico en cantidad que no escada de la necesaria, porque reacciona sobre el ácido yodhídrico de la misma manera que el bromhídrico. Para evitarlo puede sustituirse el ácido sulfúrico por el fosfórico.

Es preferible valerse del triyoduro de fósforo, que como el tribromuro, se descompone por la acción del agua dando los ácidos fosforoso y yodhídrico:



El aparato que se emplea es un tubo cerrado por uno de sus extremos en el que se colocan en capas alternadas cristales de yodo, pequeños fragmentos de vidrio y trocitos de fósforo, todo ello humedecido con agua; al extremo abierto se adapta un tubo de desprendimiento para recogerle en frascos bién secos; no puede recogerse en la cuba hidroneumática por su gran solubilidad en el agua, ni en la hidrargiro-neumática, porque ataca al mercurio.

Si se le quiere tener en disolución acuosa no hay más que dirigir el gas á un frasco con agua destilada, cuidando que el tubo de desprendimiento no penetre más que unas líneas dentro del líquido. Para esta preparación es preferible emplear el procedimiento de Sainte Claire Deville que consiste en calentar una disolución concentrada de yoduro potásico, yodo y fósforo.

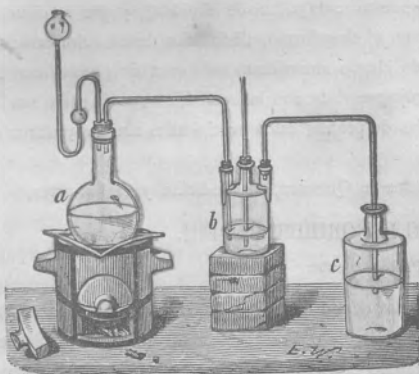
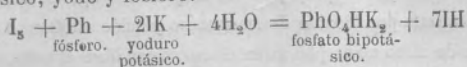


Fig. 25.--Preparación del ác. yodhídrico disuelto en agua. se separa por filtración, después de hervir el líquido para desalojar el exceso de hidrógeno sulfurado; la reacción es:



170. Análisis.—Se analiza cómo los ácidos clorhídrico y bromhídrico obteniéndose los mismos resultados, es decir, que está formado por un volúmen (un átomo) de vapor de yodo y un volúmen igual (otro átomo) de hidrógeno, unidos sin condensación, siendo por lo tanto su molécula IH.

171. Yoduros.—Se consideran como derivados de la sustitución del

hidrógeno del ácido yodhídrico por los radicales; los electro-negativos reciben el nombre de *yódidos*.

Son insolubles en el agua los de *plata, plomo, mercurioso, mercúrico, thalio, bismuto, cuproso, paladio, oro y platino*; algunos se disuelven en el alcohol. Muy análogos á los cloruros y bromuros, son sin embargo menos volátiles, menos solubles y se descomponen más fácilmente por el calor; el hidrógeno los reduce al rojo excepto á los de los metales alcalinos y alcalino-térreos; el cloro y el bromo los descomponen separando el yodo y formando cloruro ó bromuro; las disoluciones de algunos yoduros tienen la propiedad de disolver al yodo, tomando una coloración oscura. Los ácidos clorhídrico y bromhídrico atacan á los yoduros separando ácido yodhídrico.

Se preparan lo mismo que los cloruros y bromuros.

Se caracterizan por la propiedad de desprender vapores violados de yodo cuando se les trata por bióxido de manganeso y ácido sulfúrico ó por este solo, con el agua de cloro no empleada en exceso, dejan libre el yodo, que dá con el engrudo de almidón un compuesto azul (yoduro de almidón), y que se disuelve en el sulfuro de carbono y en el cloroformo, tiéndolos de un color amatista característico; dán precipitado blanco amarillento en forma de grumos con las sales de plata: precipitado rojo escarlata con las mercúricas; verde súcio con las mercuriosas y amarillo con las de plomo; estos precipitados son los yoduros de los referidos metales.

Muchos yoduros son usados en Química, en Medicina y en las artes.

ÁCIDO FLUORHÍDRICO—FII.

Peso molecular. . . 20.

172. HISTORIA Y SINONIMIA.—En el siglo XVII se le empleaba en Nuremberg para grabar sobre el vidrio, sin conocer su verdadera naturaleza. Scheele (1771) fué el primero que preparó el ácido fluorhídrico acuoso, dándole el nombre de *ácido fluórico* ó *phórico*, porque creyó que era una combinación de fluor ó pthoro y de oxígeno. En 1810 Gay-Lussac y Thénard demostraron que el ácido fluorhídrico anhidro no contenía oxígeno y que estaba formado por la unión del fluor y del hidrógeno.

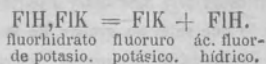
173. Propiedades físicas.—El ácido fluorhídrico anhidro es un líquido muy movable á $+15^{\circ}$, incoloro, de un olor fuerte, picante, sabor quemante insoportable; su densidad es 0,988 á $+12^{\circ},5$; vertido sobre agua produce un ruido como el de un hierro al rojo, debido á la gran avidéz que tiene para aquella, á la cual se debe que dé humos blancos muy espesos en el aire húmedo; al disolverse en el agua pro-

duce 11,8 calorías; á -45° no se solidifica; hierve á $+19^{\circ},4$ transformándose en un gas incoloro y diáfano cuando está bien seco, cuya densidad es 0,693 y 10 referida al hidrógeno.

La disolución acuosa más concentrada de ácido fluorhídrico tiene caractéres muy parecidos á los del ácido en estado líquido; su densidad es 1,06; hierve entre $+15^{\circ}$ y $+30^{\circ}$ y no se solidifica á -40° ; vertida sobre agua produce también ruido, desarrolla bastante calor (4,5 calorías) y forma un hidrato de la fórmula $\text{FIH}, 2\text{H}_2\text{O}$ cuya densidad es 1,15, hierve á 120° y destila sin cambiar de composición.

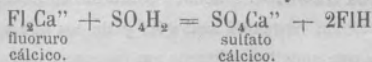
174. Propiedades químicas.—Es un ácido muy enérgico, que ataca á muchos cuerpos simples y compuestos inorgánicos y orgánicos, actuando sobre ellos el fluor, apesar de la gran afinidad con que está combinado con el hidrógeno. No es combustible ni respirable, siendo sus vapores muy deletéreos, producen mucha sofocación, tós muy fuerte, malestar insoportable y por último la muerte después de grandes sufrimientos. Cuando se pone en contacto de la piel produce úlceras muy dolorosas de difícil curación (1). De las acciones de este ácido la más interesante es la que ejerce sobre el vidrio, por las aplicaciones que de ella se hacen, cuya acción se explica por la que ejerce sobre el ácido silícico, uno de sus principales componentes, al que transforma en agua y fluoruro de silicio; por eso no pueden emplearse vasijas de vidrio para recoger el ácido fluorhídrico. En estado gaseoso y completamente seco le ataca difícilmente.

175. Preparación.—El ácido fluorhídrico anhidro se prepara calentando el fluorhidrato de potasio, cristalizado y seco, en una retorta de platino, que comunica con un recipiente también de platino, rodeado de una mezcla frigorífica (Fremy); se desdobra en fluoruro potásico y ácido fluorhídrico:



También puede obtenerse este ácido anhidro deshidratando el acuoso, por medio del anhídrido fosfórico.

El ácido fluorhídrico acuoso se prepara por el procedimiento general (153) valiéndose del fluoruro de calcio y del ácido sulfúrico:



(1) Kesler ha propuesto para curarlas las lociones con acetato amónico ó con amoniaco caustico.

El aparato que se emplea (fig. 26) es una retorta de plomo compuesta de dos partes que ajustan perfectamente, á la que se adapta un

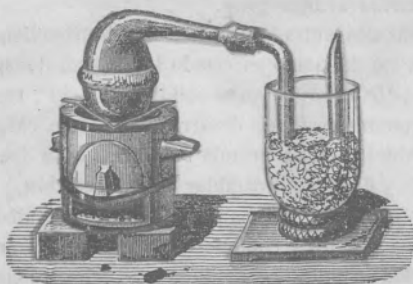


Fig. 26.—Aparato para preparar el ác. fluorhídrico. un recipiente también de plomo, en forma de tubo en U que se introduce en una mezcla frigorífica; colocados el fluoruro de calcio en polvo y el ácido sulfúrico en la primera mitad de la retorta, ajustadas las dos mitades y el recipiente, tapando las junturas con un lodo graso, para evitar la fuga de gases, y calentando para favorecer la reacción, se condensa en el recipiente un líquido incoloro, fumante al aire, que es el ácido fluorhídrico acuoso, pues si bién en la reacción no figura el agua, por este medio nunca se le puede tener exento de ella. El ácido así obtenido, que siempre es impuro, se conserva en un frasco de plomo ó de gutapercha.

176. Análisis.—No se le puede analizar directamente por ser tan corrosivo, pero por analogía se admite que tiene la misma composición que los ácidos clorhídrico, bromhídrico y yodhídrico, y por lo tanto se le supone formado por un átomo de fluor y otro de hidrógeno, siendo su molécula FH .

177. APLICACIONES.—Se emplea en Química analítica para atacar y disgregar algunos silicatos. Su uso más importante es para grabar sobre el vidrio; al efecto se cubre la superficie de este con una capa delgada de un barniz que se obtiene fundiendo 4 partes de cera amarilla y 1 parte de esencia de trementina; se dibuja sobre aquella lo que se desea grabar, de manera que se ponga el vidrio al descubierto; se expone á los vapores de ácido fluorhídrico si el grabado ha de ser opaco ó se impregna de su disolución si ha de ser transparente, dejándole actuar el tiempo suficiente para que ataque al vidrio; después se separa la capa de cera, calentando ligeramente y limpiándole con un lienzo.

178. Fluoruros.—Se definen como los cloruros, bromuros y yoduros, con los que tienen bastantes analogías y de los que son isomorfos; están menos estudiados que aquellos. Algunos son gaseosos, como el de boro y el de silicio; los de los metales alcalinos y el de plata son solubles en el agua; los demás son insolubles ó poco solubles; se funden con facilidad la mayor parte y

los electro-negativos son volátiles; los anhídros no se descomponen por la acción del calor, pero sí los hidratados, dando un óxido y ácido fluorhídrico; éste se une generalmente al fluoruro no descompuesto formándose un fluorhidrato del fluoruro; los electro-negativos ó *fluoridos* se combinan con los electro-positivos formando fluoruros dobles de composición bien definida.

Se preparan atacando los radicales metaloideos ó metálicos ó sus óxidos, por el ácido fluorhídrico; algunas sales como los carbonatos, silicatos, etc., son atacadas por el referido ácido, produciéndose el fluoruro correspondiente; los insolubles pueden prepararse también por precipitación.

Se caracterizan por la propiedad de desprender ácido fluorhídrico que ataca al vidrio, cuando se les trata por ácido sulfúrico; mezclados con sílice y ácido sulfúrico desprenden fluoruro de silicio, que haciéndole llegar sobre agua, produce sílice gelatinosa, por una reacción que se expondrá más adelante.

Algunos se emplean como fundentes y para extraer el ácido fluorhídrico.

179. Combinaciones del cloro con el bromo y el yodo y del bromo con el yodo.—Se conocen el *pentacloruro de bromo* (Cl_5Br), el *monocloruro* (ClI) y el *tricloruro* (Cl_3I) *de yodo* y se ha indicado la existencia de un *tetracloruro de yodo* (Cl_4I ó Cl_3I_2). Se admiten dos compuestos de bromo y yodo, el *monobromuro* (BrI) y otro que se supone es un *pentabromuro* (Br_5I).

Estos cuerpos que se producen generalmente por la unión directa de sus elementos tienen más interés teórico que práctico, puesto que en algunos de ellos funcionan el bromo y el yodo con una dinamicidad superior á uno, siendo uno de los argumentos que en contra de esta teoría han aducido algunos químicos, argumento á que contestan los partidarios de ella diciendo que dichos compuestos son combinaciones de una molécula del monocloruro ó monobromuro y una ó dos de cloro ó de bromo, como lo prueba su disociación por el calor. Esta explicación conduce á admitir combinaciones intermoleculares á la manera que las que admiten los dualistas.

SEGUNDA FAMILIA.

Metaloides didínamos.

180. Carácterés generales.—Los cuerpos comprendidos en esta familia son el *oxígeno*, *azufre*, *selenio* y *teluro*. Un volúmen ó un átomo de cada uno de ellos se combina con dos átomos ó dos volúmenes de hidrógeno, para formar dos volúmenes ó una molécula de los compuestos respectivos; no se conoce ningún otro compuesto de oxígeno, azufre, selenio ó teluro con el hidrógeno que tenga más de dos átomos de este cuerpo, por lo tanto son *didínamos*.

Estos cuerpos forman un grupo muy natural y constituyen una série que co-

mienza en el oxígeno y termina en el telurio; las analogías entre el oxígeno y el azufre son tan marcadas que constantemente habrá ocasión de hacerlas notar; Dumas las expresó diciendo que el azufre era un oxígeno sólido; el selenio tiene muchas con el azufre y por último el telurio es muy análogo al selenio; sus densidades van aumentando desde el oxígeno hasta el telurio y lo mismo sucede con sus equivalentes y pesos atómicos y moleculares y á medida que estos aumentan, se van modificando sus propiedades físicas y químicas desde las del oxígeno que es gaseoso hasta las del telurio que es sólido y de aspecto metálico y que en algún tiempo se le consideró como un metal y se le estudió entre éstos.

Los compuestos que forman los metaloides didínamos son también muy análogos y algunos forman series, como los que resultan de la unión del azufre, selenio y telurio con el oxígeno. Uniéndose á otros radicales, pueden formar ya oxácidos, sulfácidos, seleniácidos ó teluríácidos ó ya oxibases, sulfobases, selenibases ó teluribases, por lo cual reciben el nombre de *anfígenos*, palabra derivada del griego, que quiere decir engendradore de uno y otro ó sea de ácidos y de bases. Actuando aquellos sobre éstas resultan las sales denominadas oxisales, sulfosales, selenisales ó telurisales y también genéricamente, sales *anfígenas* ó *anfídeas* (103).

OXÍGENO.—O".

Peso atómico.... 16,

Peso molecular.... 32.

14 **181. HISTORIA Y SINONIMIA.**—Sospechada ya su existencia en los siglos XV, XVI y XVII, su descubrimiento tuvo lugar el 1.º de Agosto de 1774 y fué debido á Priestley. Por la misma época practicaban trabajos Scheele, Lavoisier y algún otro que les hubieran conducido al descubrimiento del oxígeno. Por sus propiedades recibió los nombres de *aire del fuego*, *aire desflogisticado*, *aire vital*; los autores de la nomenclatura le dieron el de *oxígeno*, de dos palabras griegas que quieren decir, *engendro ácidos*, nombre que fué combatido por algunos químicos (1).

14 **182. Estado natural.**—Se halla en los tres reinos de la naturaleza; en el mineral ya libre, es decir, mezclado con otros gases en la atmósfera terrestre, ya combinado con casi todos los elementos químicos, así es que con el hidrógeno forma el agua y con los metales y algunos metaloides muchas rocas de gran extensión. Se le encuentra en el reino orgánico, en casi todas las sustancias vegetales y animales.

(1) Entre ellos debe mencionarse al médico español Aréjula, discípulo de Berthollet que propuso cambiar la palabra *oxígeno* por la de *arki-kayo*, que significa *principio quemant.*

183. Propiedades físicas.—Es un gas diáfano considerado como permanente hasta que por la misma época (Diciembre de 1877) lograron liquidarle Cailletet en Paris y Rault Pictet en Ginebra; el primero sometiéndole á 300 atmósferas de presión y -29° en el aparato (fig. 27) ya descrito (**122**) en el que se condensa en forma de una niebla, y el segundo á 470 atmósferas y -130° , en un líquido que sale del aparato en forma de un filete de unos 12 centímetros de largo por 2 de ancho, con el aspecto de un penacho blanco y brillante rodeado de una aureola azulada. Posteriormente Wroblewski y Olszewski han podido condensar el oxígeno á -125° bajo la forma de un líquido in-

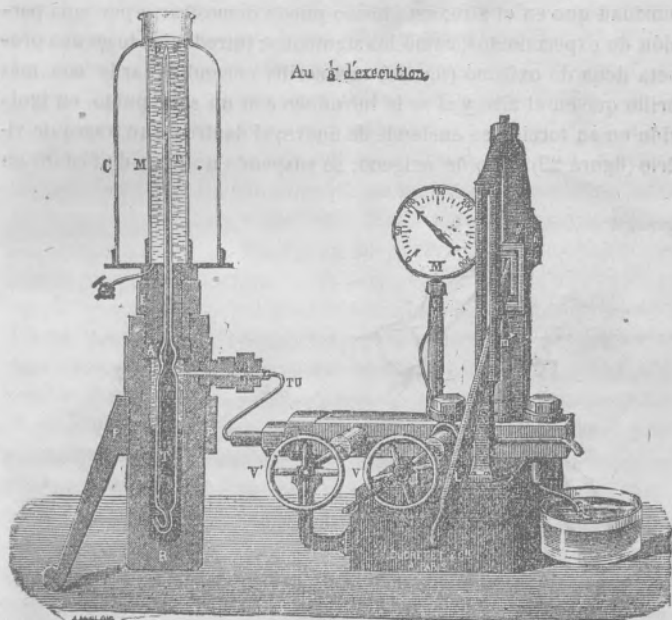


Fig. 27.—Liquefacción del oxígeno en el aparato de Cailletet.

coloro y transparente, muy movable y de 0,9 de densidad próximamente, valiéndose de un aparato parecido al de Cailletet, en el que el enfriamiento se produce por evaporación en el vacío del etileno líquido; el oxígeno se conserva líquido á 22,5 atmósferas y -136° .

El oxígeno no tiene color, olor ni sabor; su densidad es 1,1056 y

referida al hid.ógeno 16; un litro de este gás pesa 1,429 grms.; es poco soluble, un litro de agua disuelve 41^{cc} de oxígeno á 0° y á 20° nada mas que 28^{cc}; el alcohol disuelve 28^{c.c.} por litro, lo mismo á 0° que á 20°; es el más magnético de todos los gases.

El calor y la luz no le alteran; la electricidad le convierte en oxígeno electrizado ú *ozono* con disminución de $\frac{1}{3}$ de su volúmen y absorbiendo calor.

14 **184. Propiedades químicas.**—Es el cuerpo más electro-negativo que se conoce y el elemento comburente y oxidante por excelencia; en él arden los cuerpos combustibles con mucha más intensidad que en el aire; este hecho puede demostrarse por una porción de experimentos, como los siguientes: introduciendo en una probeta llena de oxígeno (fig. 28) una cerilla encendida, arde con más brillo que en el aire y si se la introduce con un solo punto en ignición en su torcida se enciende de nuevo; si dentro de un frasco de vidrio (figura 29) lleho de oxígeno, se suspende un trozo de fósforo en

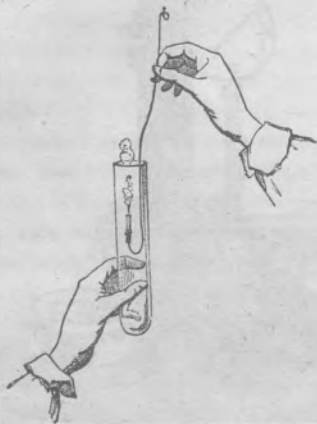


Fig. 28.—Combustión de una cerilla en el oxígeno.



Fig. 29.—Combustión del fósforo en el oxígeno.

combustión arde con una llama tan intensa que la vista no puede resistirla, produciéndose ácido fosfórico anhidro; en las mismas condiciones arden con llamas más brillantes que en el aire, el azufre que se transforma en ácido sulfuroso anhidro, el carbón que dá gás ácido carbónico y otros metaloides, produciendo los ácidos respectivos.

También arden en el oxígeno algunos metales, como el potasio, el sodio, el hierro, etc., produciéndose los óxidos metálicos correspondientes; basta suspender en el interior de un frasco ó de una campana llena de oxígeno y colocada sobre un plato que contenga agua (fig. 30) una espiral de alambre ó de lámina de hierro que en un extremo lleve unido un trozo de yesca en combustión, para que esta se comuniquen al hierro, que arde con una luz muy viva despidiendo en todas direcciones fragmentos incandescentes del óxido ferroso-férrico que se forma.



Fig. 30.—Combustión del hierro en el oxígeno.

De los anteriores experimentos se deducen consecuencias interesantes: unos cuerpos al arder en el oxígeno y combinándose con este producen compuestos que enrojecen las tinturas azules vegetales y que tienen los caracteres asignados á los ácidos, por lo que habiéndose creído que era el único cuerpo susceptible de engendrarlos, se le dió el nombre de oxígeno; otros producen compuestos que enverdecen las tinturas azules vegetales y vuelven su color azul á las enrojecidas por los ácidos, porque los neutralizan, es decir, tienen los caracteres de las bases: estos hechos permiten establecer una separación entre aquellos y estos, pues los primeros son los que se conocen con el nombre de metalóides y los segundos con el de metales. De ellos se deduce también el carácter anfígeno del oxígeno.

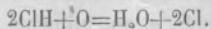
DEFINICIÓN DE LA COMBUSTIÓN Y SU DIVISIÓN EN RÁPIDA Y LENTA. —Lavoisier dió el nombre de *combustión* al acto de unirse los cuerpos combustibles con el oxígeno, que se efectúa con desarrollo de calor y de luz; pero como hay combustiones en las que no interviene el oxígeno, como las del fósforo y el arsénico en el cloro y en el vapor de bromo (133 y 139) fué preciso modificar aquella, diciendo que es la combinación de dos cuerpos cualesquiera con desarrollo de calor y de luz; sin embargo, en casi todas las combustiones el oxígeno el elemento comburente, es decir, el que alimenta la combustión.

Las combustiones son *rápidas* si el calor se desarrolla en un tiempo y espacio limitados poniéndose incandescentes los cuerpos que en ellas intervienen, y *lentas* si la unión del cuerpo combustible con el oxígeno se verifica con lentitud, de tal manera que el calor se difunde á medida que se vá produciendo y no hay desarrollo de luz.

El oxígeno es el elemento necesario para la respiración de los seres animales, pero para que esta pueda verificarse es preciso que esté mezclado con otro gas inerte como el nitrógeno; si se introduce un animal en una atmósfera de oxígeno puro, parece abrasado porque su acción es demasiado enérgica.

185. Acción del oxígeno sobre el hidrógeno.—Este cuerpo no se combina con el hidrógeno á la temperatura ordinaria, á no ser que se pongan en presencia de la mezcla gaseosa, ciertos cuerpos, como la esponja de platino, que provoquen su combinación; el mismo efecto puede producirse sometiendo la mezcla á una compresión rápida (39). El calor (á unos 550°) y la electricidad producen la unión de los dos gases con detonación, por lo que á la referida mezcla (2 vol. de hidrógeno y 1 de oxígeno) se la llama *mezcla detonante*; este hecho se comprueba por varios experimentos: si en un mortero de hierro se coloca un poco de agua de jabón y por esta se hace pasar una corriente de la mezcla detonante, hasta que se forme bastante espuma y se aproxima despues una cerilla encendida, se produce una fuerte detonación; si un frasco como de 150^{cc} á 200^{cc}, lleno de la mezcla detonante, se aproxima á su boca la llama de una bujía (teniendo la precaución de rodearle con un paño para no herirse el operador si el frasco se rompe) se produce tambien una fuerte detonación; el experimento tan conocido del pistolete de Volta está fundado en la acción de la chispa eléctrica sobre la mezcla detonante. En todos estos casos el cuerpo que resulta es agua en vapor desarrollándose 29,5 calorías; esta gran temperatura y la rápida condensación del vapor de agua originado, explican el fenómeno de la detonación.

El oxígeno no se combina directamente con los cuerpos halógenos y con el fluor ni indirectamente. Sometida una mezcla de cualquiera de los gases ácidos clorhídrico, bromhídrico ó yodhídrico con gran cantidad de oxígeno á la acción del calor, haciéndola pasar por un tubo de porcelana enrojecido, se forma agua y el cuerpo halógeno queda libre:



Se combina, como se verá más adelante, con todos los demás elementos químicos ya directa, ya indirectamente y los compuestos *oxidados*, ó mejor *oxigenados*, que resultan reciben los nombres que se dieron á conocer al exponer la nomenclatura.

186. Obtención del oxígeno.—Son muy numerosos los pro-

cedimientos que se han ideado para obtener el oxígeno, tanto en los laboratorios, como industrialmente.

Por el óxido mercúrico.—Existen algunos óxidos metálicos, como se vió al exponer la clasificación de los metales (110), que tienen la propiedad de descomponerse completamente por el calor, quedando libres el metal y el oxígeno; cualquiera de estos óxidos podría emplearse para obtenerle, pero el que se prefiere es el óxido rojo de mercurio (*óxido mercúrico*) que fué del que se sirvió Priestley cuando descubrió este gás. Calentado dicho óxido á una temperatura superior á 300° en una retorta A (fig. 31) colocada en un hornillo B, se descompone en mercurio que se condensa en las partes frías del aparato y en oxígeno que se desprende por el tubo C y se recoge en probetas F en la cuba hidroneumática D:

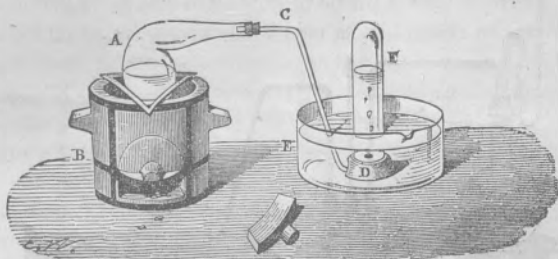
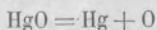
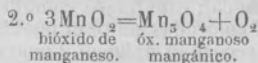
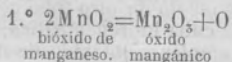


Fig. 31.—Obtención del oxígeno por el óxido mercúrico.

Otros óxidos metálicos se descomponen solo parcialmente por la acción del calor, desprendiéndose parte de su oxígeno y quedando como residuo un óxido más estable á la temperatura en que se opera: fundados en esta propiedad se conocen algunos procedimientos para obtener el oxígeno, como son los siguientes:

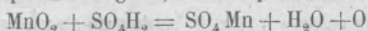
Por el bióxido de manganeso y el calor.—Se transforma al rojo sombra en óxido mangánico, desprendiéndose la cuarta parte de su oxígeno y al rojo vivo en óxido manganeso-mangánico, perdiendo la tercera parte:



El aparato que se emplea consta de una retorta de hierro ó de barro, colocada en un hornillo de reverbero, y de un tubo de despren-

dimiento que termina en la cuba hidroneumática. Como la manganesa que suele emplearse es la del comercio, que contiene carbonatos y estos por el calor desprenden anhídrido carbónico que acompaña al oxígeno, es conveniente hacer pasar la mezcla gaseosa por un frasco lavador que contenga lejía de potasa ó de sosa ó una lechada de cal para retener el anhídrido carbónico y purificar el oxígeno.

Por el bióxido de manganeso y el ácido sulfúrico.—Tratando el bióxido de manganeso por el ácido sulfúrico, se produce sulfato manganoso (SO_4Mn) y se desprende oxígeno, como expresa la reacción siguiente:



El aparato que se emplea (fig. 32) se compone de un matraz A, en

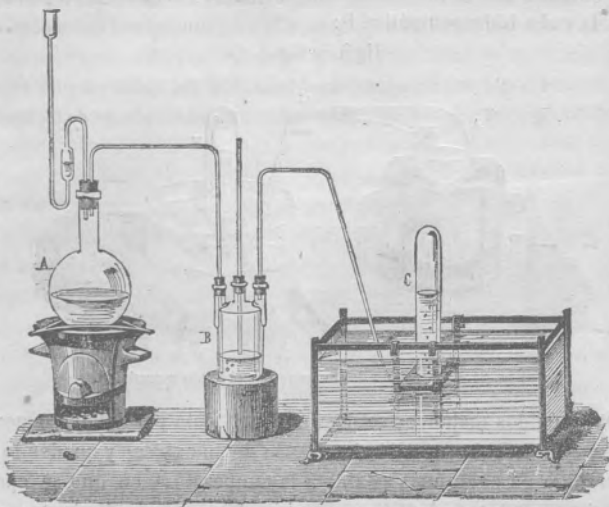
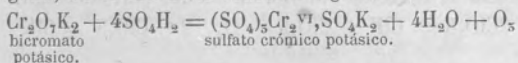


Fig. 32.—Obtención del oxígeno por el bióxido de manganeso y el ácido sulfúrico.

el que se coloca el bióxido de manganeso, á cuya boca se ajustan un tubo de seguridad en S, por el que se echa el ácido sulfúrico, y otro de desprendimiento que le pone en comunicación con un frasco lavador B de tres bocas, que contiene lejía de potasa ó de sosa ó una lechada de cal; este frasco comunica por medio de otro tubo con probetas C colocadas sobre el puente de la cuba hidroneumática, en las que se recoge el oxígeno. Como suele emplearse bióxido de manganeso natural (manganesa) que siempre contiene carbonatos y estos con el ácido sulfúrico desprenden anhídrido carbónico, hay que separarle del oxígeno absorbiéndole por la potasa, la sosa ó la cal.

Por el bicromato potásico y el ácido sulfúrico.—En el mismo aparato con solo sustituir el bióxido de manganeso por bicromato potásico y la lejía alcalina del frasco lavador por agua destilada, se puede obtener oxígeno, en virtud de la reacción siguiente:



Estas dos reacciones y alguna otra que se podría citar, se emplean mas que para tener oxígeno aislado, para producir oxidaciones en algunos cuerpos.

Por el clorato potásico y el calor.—Algunas oxisales tienen la propiedad de desprender su oxígeno cuando se las somete á temperaturas más ó menos elevadas; en este caso se hallan los cloratos, los bromatos, los yodatos y algunas otras y en ella está fundado el procedimiento siguiente:

El clorato de potasio sometido á la acción del calor en una retorta (fig. 33) ó en un matraz de vidrio que lleve adaptado un tubo de des-

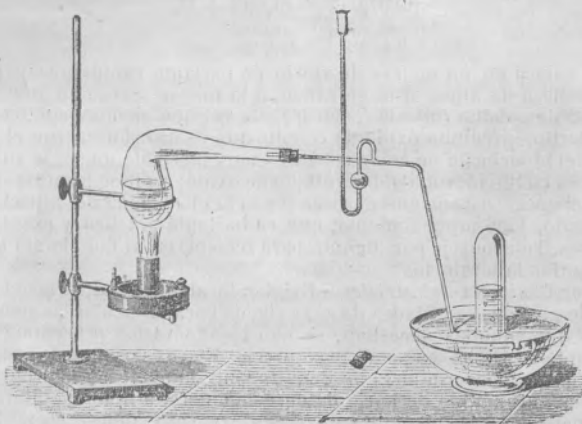
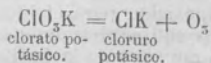


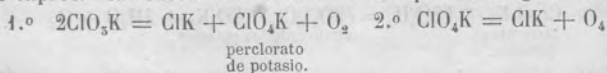
Fig. 33.—Obtención del oxígeno por el clorato potásico.

prendimiento que termine en la cuba hidro-neumática, pierde todo su oxígeno, transformándose en cloruro de potasio, con desarrollo de 11 calorías:



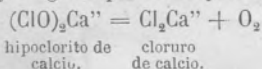
Cuando se emplea el clorato potásico solo, comienza por fundirse

y una parte de su oxígeno se une al clorato no descompuesto y le transforma en perclorato, que exige despues una temperatura más elevada para descomponerse á su vez y dejar libre todo el oxígeno, pudiéndose expresar la reacción anterior en los dos periodos siguientes:



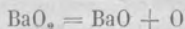
Puede evitarse la formación del perclorato mezclando con el clorato ciertos óxidos metálicos, que obrando por su presencia impiden que aquel llegue á fundirse. De todos los óxidos que pueden emplearse con este objeto el que se prefiere es el bióxido de manganeso, bastando de un 2°/o á un 5°/o, pero conviene mezclar con el clorato una cantidad de manganesa que sea una tercera parte ó una mitad de su peso, pues de lo contrario la descomposición es casi instantánea y puede romperse el aparato produciendo los accidentes desgraciados que alguna vez han ocurrido.

Por el hipoclorito de calcio y el óxido de cobalto.—El hipoclorito de calcio (cloruro de cal) en presencia del óxido de cobalto se transforma en cloruro de calcio y oxígeno que se desprende:



Se coloca en un matraz de vidrio de bastante cabida una papilla poco espesa de hipoclorito de calcio, á la que se agrega un cristal de una sal de cobalto (nitrato ó cloruro); la cal que siempre contiene el hipoclorito, precipita óxido de cobalto que se transforma con el oxígeno del hipoclorito en ácido cobáltico muy inestable que cede su oxígeno con facilidad, volviendo al estado de óxido; repitiéndose estas transformaciones, se consigue desprender todo el oxígeno del hipoclorito empleado. Este procedimiento, que es bastante práctico y exento de peligros, se aconseja por algunos para reemplazar al del clorato potásico en los laboratorios

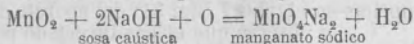
Procedimientos industriales.—Exigiendo algunas industrias el empleo de grandes cantidades de gas oxígeno para alimentar las combustiones que aquellas necesitan, se han ideado varios procedimientos para obtener dicho oxígeno á poco precio. Entre estos merece mencionarse en primer término el de Boussingault, fundado en la propiedad que tiene el bióxido de bario de descomponerse á la temperatura del rojo, perdiendo la mitad de su oxígeno, transformándose en protóxido (barita)



este protóxido tiene la propiedad de absorber el oxígeno del aire al rojo sombra transformándose otra vez en bióxido, que al rojo vivo desprenderá nuevamente oxígeno, de suerte que alternando las dos temperaturas de descomposición para el bióxido y de combinación con el oxígeno del aire, se conseguiria obtener grandes cantidades de este, si no fuera por que muy pronto la barita se vuelve compacta y deja de absorber oxígeno; se han mezclado con aquella para evitar este

inconveniente, sustancias refractarias, como cal y magnesia, y no se ha conseguido mas que disminuirle pero no evitarle.

Tessié du Motay y Marechal extraen el oxígeno valiéndose de la propiedad que tiene el bióxido de manganeso cuando se le calienta con sosa caústica en presencia del aire, de transformarse en manganato sódico, absorbiendo el oxígeno de aquel:



este manganato se descompone en bióxido de manganeso, sosa caústica y oxígeno que se desprende, cuando se le somete á la acción de una corriente de vapor de agua recalentado á unos 450.º.

Los detalles para practicar estos procedimientos y algunos otros que se han propuesto para extraer industrialmente el oxígeno, corresponden á las obras de Química aplicada.

187. APLICACIONES.—Es un cuerpo de numerosas aplicaciones; en Química se emplea con frecuencia para producir muchas metamorfosis en las sustancias inorgánicas y mas principalmente en las orgánicas; en Medicina se utiliza, aunque rara vez libre, como agente terapéutico; muchas industrias se valen del oxígeno del aire ó del oxígeno más ó menos puro para preparar ó modificar ciertos productos.

OZONO (OO₂)

Peso molecular. . . . 48.

188. HISTORIA Y SINONIMIA.—Van Marum (1785) observó que el oxígeno sometido á la acción de las chispas eléctricas adquiría un olor particular; esta observación permaneció olvidada hasta que Schoenbein (1840) demostró que el oxígeno producido en la electrolisis del agua tiene olor y es más oxidante que el oxígeno ordinario, por lo que le dió el nombre de *ozono* (despido olor); también ha recibido por su origen, el de *oxígeno electrizado*. Durante algún tiempo han discutido los químicos acerca de la naturaleza del ozono; unos creyeron era un peróxido de hidrógeno ó de nitrógeno, otros le consideraron como oxígeno naciente, hasta que Becquerel y Fremy demostraron que era una modificación alotrópica del oxígeno. Los trabajos de Andrews y Tait, Soret y Babo han demostrado que es *oxígeno condensado*.

189. Estado en la naturaleza.—Existe en el aire atmosférico en cantidades muy pequeñas (nunca pasa de unas 2 millonésimas del peso del aire) por lo que no se percibe su olor; estas cantidades varían en las distintas épocas del año y en las diversas horas del día (1). Se admite por algunos que el oxígeno de ciertos compuestos es ozono.

(1) Según el Dr. Boeckel el aire contiene más ozono en el mes de Mayo que en el resto del año; de Octubre á Junio la atmósfera contiene más ozono por la mañana que por la tarde y lo inverso sucede en los meses de Julio, Agosto y Setiembre.

190. Propiedades físicas.—Es un gas que se puede liquidar; su color es azul tanto mas intenso cuanto mayor es la presión á que se halle sometido, siendo incoloro cuando está muy diluido en otro gas.

Si se le comprime en el tubo *T* (fig. 34) del aparato de Cailletet, se observa que el gas inyectado por la presión en la parte capilar del tubo (**122**) vá tomando color azul, más intenso á medida que aquella aumenta, llegando á ser igual al del añil. Si en el mismo aparato teniendo la precaución de encorbar la parte capilar del tubo *T* se somete gas oxígeno que tenga un 10 % de ozono á una presión de 125 atmósferas y á -105° se liquida éste en gotas del color del añil (Hautefeuille y Chappuis).

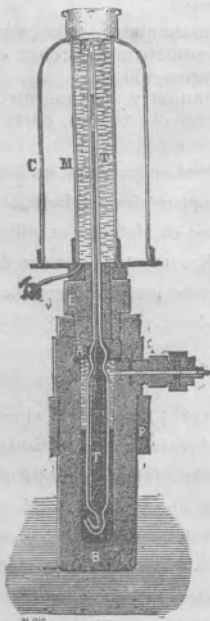


Fig. 34.—Compresión del ozono en el aparato de Cailletet.

El ozono tiene olor fuerte y penetrante (basta 1 millonésima de él para apreciarle) que recuerda el de ciertos mariscos, así como su sabor; su densidad es 1,658 y 24 referida al hidrógeno, es decir, vez y media la del oxígeno ordinario, es mas soluble en el agua que aquel. Cuando está bien seco necesita la temperatura de 250° para transformarse en oxígeno ordinario, desarrollándose 14,8 calorías y aumentando en $1/3$ su volumen; si está húmedo esta transformación tiene lugar á 100° . La electricidad no le altera.

191. Propiedades químicas.—Es más electro-negativo, más oxidante y más comburente que el oxígeno; bastan algunas centésimas de ozono mezcladas con el aire para que éste al respirarle ocasione una inflamación intensa de las mucosas del aparato respiratorio. Se combina directamente á la temperatura ordinaria con muchos cuerpos con los que no lo hace el oxígeno ordinario; tal sucede con el yodo y el arsénico entre los metaloides, el mercurio y la plata, entre los metales, los ácidos sulfhídrico, sulfuroso y arsenioso, el óxido de thalio etc. entre los compuestos inorgánicos; oxida rápidamente á muchas sustancias orgánicas como el alcohol, el eter, muchos hidrogenos carbonados, etc. produciendo su combustión rápida y aún á veces una fuerte detonación.

Se demuestra experimentalmente esta propiedad del ozono haciendo una pasta con permanganato potásico pulverizado y ácido sulfúrico de 66.º; tomando pequeñas porciones de ella con el extremo de una varilla de vidrio, y poniéndolas en contacto con las sustancias sobre las que se desea que actúe, se producen fenómenos de combustión y á veces detonaciones muy violentas; basta tocar con el extremo del agitador de vidrio que tenga adherida una pequeñísima porción de dicha mezcla, la mecha de una lámpara de alcohol ó de petróleo, para encenderla. Cada vez que se repite uno de estos experimentos debe limpiarse la varilla de vidrio antes de tomar otra porción de la mezcla, pues de lo contrario puede detonar violentamente esta. La causa de estas combustiones rápidas es el oxígeno ozonizado que se desprende por la acción del ácido sulfúrico sobre el permanganato potásico.

El ozono descompone el yoduro potásico en presencia del agua, formando potasa y dejando el yodo en libertad ($2IK + H_2O + O = 2KOH + I_2$) que si está en presencia del engrudo de almidón, se forma yoduro de almidón de color azul característico; si se prolonga la acción del ozono sobre el yoduro potásico llega á desaparecer la coloración azul, por que se forma yodato potásico ($IK + O_3 = IO_3K$).

El ozono reduce algunos cuerpos, como los bióxidos de hidrógeno (agua oxigenada) y de bario, que pasan á protóxidos desprendiéndose oxígeno, el permanganato y el bicromato potásicos. Estos hechos y otros análogos indujeron á Schoenbein ó admitir otro estado alotrópico del oxígeno que denominó antiozono.

192. Circunstancias en que se produce el ozono.—

El ozono es un cuerpo endotérmico, por lo tanto no se formará si no interviene una energía estraña (23) como el calor, la electricidad, ú otra reacción exotérmica, que sea simultanea. En esto se fundan los procedimientos siguientes para ozonizar el oxígeno:

1.º *Por la electricidad.*—Si se hacen saltar muchas chispas eléctricas al través de oxígeno encerrado en un tubo de vidrio al que se hayan soldado dos alambres de platino, aquel se ozoniza; la cantidad de ozono que se produce es mayor cuando se hacen actuar las descargas oscuras, el efluvio eléctrico; para ello ha ideado Berthelot un aparato muy cómodo, en el que las cantidades de ozono producidas están en razón inversa de la temperatura y con el que se puede demostrar, que el volumen del oxígeno disminuye en $1/3$ por la influencia del efluvio. También descomponiendo por la pila agua á la temperatura de 0.º, acidulada con 33 % de ácido sulfúrico, y mejor aun con el crómico, empleando como electrodo positivo un metal no oxidable (platino ú oro) se obtiene oxígeno algo ozonizado.

2.º *Por el calor.*—Sometiendo el oxígeno á una temperatura elevada haciéndole pasar por un tubo de porcelana calentado á unos 1400,º por cuyo eje pasa otro de plata que se conserva frio por una corriente de agua, se observa que la superficie de este se cubre de una capa de peróxido argéntico; se puede extraer de este aparato el oxígeno ozonizado por el calor y un enfriamiento rápido, por medio de un tubo que esté en comunicación con el de plata.

3.º *Por la oxidación lenta de algunos cuerpos.*—El que mejor se presta para producir por este medio la ozonización del oxígeno es el fósforo; colocando algunos cilindros de este cuerpo en un frasco ó matraz grande de vidrio y cubriéndoles incompletamente de agua, se oxida lentamente en contacto del oxígeno del aire produciéndose ácido fósforoso con desarrollo de 125 calorías, por lo cual esta reacción vá siempre acompañada de la transformación de una parte del oxígeno en ozono; este oxígeno, lavado en agua, puede recogerse en probetas.

4.º *Por la acción del ácido sulfúrico sobre el bióxido de bario.*—El bióxido de bario tratado por ácido sulfúrico dá sulfato bórico y oxígeno; pero como la combinación del ácido sulfúrico con la barita desarrolla unas 33 calorías, el oxígeno que se desprende es ozonizado. Esta reacción debe verificarse á una temperatura inferior á 75.º Puede reemplazarse el bióxido de bario por permanganato potásico.

15 **193. APLICACIONES.**—Se ha intentado utilizarle como agente de descoloración, para el blanqueo; como agente de desinfección y como oxidante en la formación del vinagre. El eter ó la esencia de trementina ozonizados, pueden emplearse para reconocer las manchas de sangre ó esta disuelta en agua en cantidad inapreciable á la vista.

19. **194. Ozonometría.**—Como se dá gran importancia al ozono que existe en la atmósfera por el papel que desempeña en ciertas acciones químicas que tienen lugar en aquella, se han ideado varios procedimientos para determinarle cualitativa y aún cuantitativamente; tal es el objeto de la *ozonometría*.

Para demostrar la presencia del ozono se utilizan entre otras, la propiedad que tiene de oscurecer un papel impregnado de óxido de thalio, que pasa á peróxido; la de hacer tomar color azul á un papel impregnado de una disolución de yoduro potásico en agua, al 1 º. hervida con 10 º. de almidon; este papel llamado *ozonoscópio*, se volverá tanto mas azul cuanto mas yodo deje en libertad el ozono y por lo tanto cuanto mayor sea la cantidad de este; esta coloración se compara con una escala tipo llamada *ozonometro* (Schoenbein). Como el papel ozonoscópio puede adquirir color azul por otras causas distintas de la acción del ozono, como los vapores nitrosos, ciertas esencias desprendidas de algunos vegetales y hasta por la acción directa de los rayos solares, se ha reemplazado por otro constituido por tiras de papel, teñidas una de sus mitades con tintura azul de tornasol y la otra

por la disolución anterior; el ozono volverá azul á esta mitad sin alterar la otra, que se pondrá roja en el caso de existir vapores nitrosos.

De los diferentes medios que se han propuesto para determinar cuantitativamente el ozono el preferible hasta ahora es el fundado en la propiedad que tiene dicho cuerpo de ser absorbido por el ácido arsenioso al que transforma en ácido arsénico; determinando el ácido arsenioso que no ha sido oxidado, se deduce el que lo ha sido y por lo tanto la cantidad de ozono necesaria para ello.

AZUFRE—S".

Peso atómico.... 32.

Peso molecular.... 64.

195. HISTORIA.—Conocido desde la más remota antigüedad; fué empleado por algunos pueblos en sus ceremonias religiosas. En el siglo XII Alberto el Magno indicó la existencia del azufre amorfo y en el siglo XVIII Rouelle, maestro de Lavoisier, dió á conocer el prismático. Estudiado por los químicos más notables ha adquirido tal importancia, que algunos denominan á esta familia de metaloides, de los *sulfúridos*.

196. Estado en la naturaleza.—En el reino mineral existe libre (*azufre nativo*) en cristales transparentes de color de ámbar ó amarillo de limón, y en masas cristalinas opacas de color amarillo, siendo muy abundante en las lavas de los volcanes del mediodía de Italia. Combinado con el hidrógeno, forma el ácido sulfhídrico disuelto en algunas aguas; con el oxígeno forma el anhídrido sulfuroso que se desprende en las erupciones volcánicas y el ácido sulfúrico disuelto en las aguas de algunos manantiales; con el arsénico en el rejalgar y el oropimente; con los metales en los sulfuros metálicos, como los de sodio y de calcio que mineralizan ciertas aguas, los de cobre y de hierro (piritas), el de plomo (galena) etc. y también formando sulfatos, como los de calcio y bario. En el reino vegetal, en las materias protéicas vegetales, en las ~~esenciales~~ *esenciales* sulfuradas, como las de ajos, coquearia y rábanos. Por último en el reino animal, en las sustancias sulfonitrogenadas, como la albumina y la fibrina, la tau-rina de la bilis, la cistina, etc.

197. Propiedades físicas.—Es sólido, polimorfo; puede cristalizar en *octaedros* pertenecientes al sistema prismático recto rectangular y en *prismas* oblicuos de base rectangular; además se presenta amorfo. Su color natural es el amarillo de limón; algunas variedades tienen color pardo, mate unas veces y lustroso otras; el azufre precipitado de algunos compuestos es blanco lechoso; no tiene olor, pero cuando se frota un cilindro de azufre se desarrolla un olor

particular apenas perceptible; no tiene sabor y no es nocivo; su densidad es diferente en las distintas variedades, la del azufre amorfo es 1,956, la del prismático 1,98 y la del octaédrico 2,05; es insoluble en el agua, muy poco soluble en el alcohol y en el eter; el cristalizado lo es en el cloruro de azufre, en el petróleo, en la benzina, en la esencia de trementina y sobre todo en el sulfuro de carbono; de estas disoluciones se deposita en cristales octaédricos, alguna vez en prismas y aún á veces amorfo é insoluble, si aquellas se exponen á la acción de los rayos solares.

El azufre es ordinariamente muy frágil y presenta una estructura compacta; es mal conductor del calor; si se calienta un cilindro de él con la mano, se oyen unos chasquidos que al principio apenas se perciben, pero después son más fuertes y pueden oírse á más de tres metros de distancia; son debidos á la rotura de los cristales que hay en el interior de su masa por la desigual dilatación de las capas exteriores y de las interiores del cilindro de azufre; es también mal conductor de la electricidad, y si se le frota con un paño de lana ó con una piel, se electriza negativamente.

ACCIÓN DEL CALOR SOBRE EL AZUFRE.—Comienza á fundirse á 114,°5, transformándose á 120° en un líquido amarillo claro muy fluido y menos denso que el azufre sólido; se solidifica á 111,°5 ó á 120,° según que la temperatura á que estuvo sometido excedió mucho ó poco de 120,°; en el primer caso experimenta una modificación particular; á medida que la temperatura aumenta el azufre líquido va adquiriendo color más oscuro y disminuye su fluidez de tal modo que entre 200,° y 250° es tan espeso que se puede volver la vasija que le contiene sin que se vierta; aunque continúe la acción del calor, su temperatura se mantiene constante durante algún tiempo; entre 250° y 300,° vuelve á recobrar su fluidez, pero no la que tenía á los 115,°; por último á 450,° entra en ebullición produciendo un vapor espeso de color anaranjado, cuya densidad determinada á 500,° es 6,654 con relación al aire y 96 respecto al hidrógeno; á 1000,° estas densidades son 2,22 y 32 respectivamente. Este vapor se condensa por enfriamiento en un polvo amarillo (*flor de azufre*) con el que suelen depositarse algunas esferitas ó vejiguillas que contienen en su interior azufre líquido.

Dejando enfriar lentamente el azufre fundido hasta que se forme una costra en la superficie, rompiéndola y vertiendo la parte que aún

permanece líquida, aparecen las paredes interiores del crisol tapizadas de agujas prismáticas que forman una geoda. Obsérvase por lo tanto que siempre que cristaliza á temperaturas elevadas lo hace en la forma prismática y en la octaédrica á temperaturas más bajas.

El azufre fundido que se solidifica vertiéndole en agua y el que se separa de algunos sulfuros por ciertas reacciones químicas, es amorfo, blando hasta el punto de poderse estender en hilos y en láminas, como la goma, y de color pardo, pero pronto va adquiriendo la dureza y la fragilidad del cristalizado; su color vuelve á ser amarillo en algunos puntos y desde estos se va comunicando la transformación á toda la masa; este azufre es insoluble en el sulfuro de carbono. En resúmen, puede consignarse que todas las variedades del azufre concluyen transformándose, por grados insensibles y con modificaciones caloríficas bién apreciables, en el octaédrico que es la forma natural de este cuerpo.

16 198. Propiedades químicas.—Es electro-negativo en unos compuestos, como los sulfuros, y electro-positivo en otros, como los cloruros de azufre; se ha observado además que el electro-negativo que se separa de aquellos por electrolisis, es soluble en el sulfuro de carbono, mientras que el procedente por el mismo medio del cloruro de azufre es positivo é insoluble en dicho disolvente. En este carácter quiso fundar Berthelot una división de las variedades de azufre, en *negativo ó soluble* en el sulfuro de carbono y en *positivo ó insoluble* en dicho cuerpo, pero Clóez ha podido obtener del cloruro de azufre la variedad soluble y la insoluble; algunos otros compuestos como el hidrógeno sulfurado, los polisulfuros y los hiposulfitos, pueden dar azufre de una ú otra variedad según las circunstancias.

En consonancia con su carácter eléctrico, es comburente y combustible; en su vapor arden muchos metales formando el sulfuro correspondiente, como al arder en el oxígeno forman los óxidos; este hecho puede demostrarse por diversos experimentos: si en un matraz de vidrio se calienta azufre hasta transformarle en vapor y se hacen caer dentro de este limaduras de hierro, de cobre ó de algún otro metal, cada partícula metálica al combinarse con el azufre produce una luz rojiza, desprendiéndose tanto calor que la vasija se pone roja. Aún más vistoso es el experimento calentando al rojo un cañón de fusil en la parte de la recámara; echando fragmentos de azufre por la boca y tapando después esta con un corcho, sale por el oído

del cañón un chorro de vapor al que aproximando un manojo de alambres finos de hierro ó de cobre arden con intensidad. Estos experimentos demuestran una vez más que el oxígeno no es el único cuerpo comburente.

El azufre sometido á una temperatura superior á 200° en contacto del aire, arde con una llama azulada; el producto de esta combustión es el anhídrido sulfuroso. En bastantes reacciones funciona el azufre como un cuerpo reductor.

Se combina con casi todos los cuerpos directa ó indirectamente. Con el hidrógeno se une directamente á 440° en vasos cerrados, desprendiendo 3,6 calorías; puede hacerlo á la temperatura ordinaria si los dos se hallan en el llamado estado naciente; en ambos casos forma ácido sulfhídrico; también se combina directamente con el cloro, bromo y yodo y con el oxígeno cuando arde; los hidrácidos clorhídrico, bromhídrico y yodhídrico son descompuestos por el azufre á una temperatura elevada.

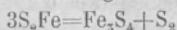
199. Extracción del azufre.—Se extrae de las tierras azufrosas que le contienen nativo, en cuyo caso las operaciones que se practican constituyen una verdadera purificación de este cuerpo; se extrae también de las piritas.

Para extraerle de las primeras se forman con ellas montones á los que se prende fuego; el calor que se produce funde al que no arde, que marcha por una canal practicada en el suelo á reunirse en unos depósitos de donde se recoge; si hay combustible abundante se mezcla éste con las tierras azufrosas para no perder tanto azufre.

Pero el obtenido por estos medios es muy impuro; se extrae más puro poniendo las tierras azufrosas en vasijas de barro de poco diámetro y bastante altura, que tienen junto á su cuello un tubo por el que comunican con otras de forma igual, situadas en la parte exterior del horno en el que se calientan aquellas para que el azufre se volatilice y su vapor se condense en las vasijas exteriores, de donde se le extrae por tubos situados cerca de su fondo reuniéndole en moldes de formas diversas, constituyendo lo que se llama azufre en bruto porque aun contiene de 2 á 10 % de sustancias térreas (1).

(1) En la actualidad se está ensayando en Nápoles un procedimiento que consiste en someter las tierras azufrosas á la acción del vapor de agua á una presión de 4 atmósferas; la cantidad que se obtiene por este medio es casi el doble de la obtenida por los procedimientos antiguos.

Puede extraerse el azufre por la acción del calor sobre las piritas de hierro, originándose una reacción análoga á la que sirve para obtener el oxígeno del bióxido de manganeso:



200. Refinación del azufre.—El azufre impuro ó bruto se refina ó purifica sometiéndole á la volatilización en un cilindro horizontal A (fig. 35), que se calienta en el hogar F, que recibe azufre fundido en una caldera C colocada sobre el cilindro y calentada por el mismo foco de calor, en la que se echa el azufre impuro; el vapor de azufre se condensa en las paredes de una cámara B, en la forma de *flor de azufre*; saliendo de aquella el aire dilatado, por un orificio K al que se adapta una válvula; si se quiere extraer la flor de azufre se incomunica la cámara con la retorta A por medio de una compuerta

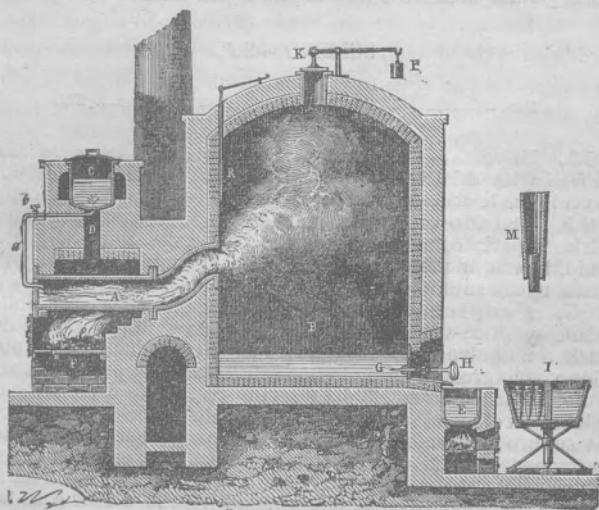


Fig. 35.—Aparato para refinar el azufre.

R antes que las paredes de aquella lleguen á la temperatura de 113° y se penetra en la cámara por una puerta situada en una de sus paredes laterales; si se quiere obtener azufre fundido se deja elevar la temperatura de la cámara para que se funda la flor de azufre que se irá acumulando sobre el suelo inclinado de aquella; se le dá salida por la abertura G cayendo por medio de un canal en la caldera E; recibiendo en moldes ligeramente cónicos de boj I, se le tendrá en cilindros, que es más puro que la flor de azufre pues ésta siempre contiene algo de ácido sulfuroso que pasa á sulfúrico, procedente del azufre que se quema; por esto enrogece el papel azul de tornasol; si procede de las piritas, puede contener también ácido arsenioso.

201. Azufre por precipitación.—Para las necesidades de la Farmacia se puede obtener el azufre precipitándole por medio del ácido clorhídrico, de los polisulfuros ó de los hiposulfitos solubles, lavándole despues con agua destilada. Es mas puro que el azufre en flor.

202. APLICACIONES.—En Química se le emplea para preparar algunos sulfuros y otros derivados suyos; en Farmacia y Medicina forma parte de ciertos medicamentos; la industria consume enormes cantidades de azufre en la fabricación de la pólvora, del gás sulfuroso, del ácido sulfúrico, en la vulcanización de la goma etc.; en Agricultura se emplea para el azufrado de las viñas con objeto de combatir el oidium; el azufre blando se utiliza para hacer moldes en la galvanoplastia; sirve tambien para sugetar el hierro á las piedras, etc.

SELENIO.—Se''.

Peso atómico..... 79,5.

Peso molecular.... 159.

203. HISTORIA.—Descubierto por Berzelius (1817) en un residuo rojo de la fabricación del ácido sulfúrico con las piritas de Fahlun; le dedicó á la luna por lo que le dió el nombre que tiene.

204. Estado en la naturaleza.—Se le encuentra nativo en las islas Lipari; combinado con algunos metales como la plata, el cadmio, hierro, níquel, cobre, plomo, etc. y unido al hidrógeno en algunas aguas sulfhidricas.

205. Propiedades.—Es sólido, cristaliza en prismas oblicuos rombales y otras veces es amorfo, compacto y frágil, pudiéndosele reducir á un polvo rojo; color gris acerado y brillante visto por reflexión y rojo granate mirando por refracción una placa delgada de selenio; su densidad es 4,3 ó 4,8 según sea amorfo ó cristalizado; es insoluble en el agua, se disuelve en el ácido sulfúrico concentrado y en el sulfuro de carbono, de cuyas disoluciones puede cristalizar; el amorfo apenas se disuelve en dichos cuerpos, aún en caliente; es mal conductor del calor y de la electricidad y frotado se electriza negativamente. Se ablanda en el agua caliente; de 125° á 130° pasa del estado amorfo al cristalizado; á 211°,5 se funde y á 700° hierve produciendo un vapor amarillento oscuro cuya densidad, á 1420°, es 5,7 y 80 referida al hidrógeno; este vapor se condensa por enfriamiento en un polvo rojo ó en gotitas que al solidificarse forman unos granitos pardos y brillantes.

Se admilen dos estados eléctricos en el selenio que se han querido relacionar con la solubilidad en el sulfuro de carbono; es decir, un selenio electro-negativo y soluble y otro positivo é insoluble. Arde con llama azul desprendiendo humos rojizos de olor á berzas podridas. Se combina directamente con los metaloides monodinamos y con el oxígeno y azufre; descompone el ácido yodhídrico dejando el yodo libre.

206. Extracción.—Se le extrae convirtiendo los seleniuros naturales en seleniuro potásico, cuya disolución expuesta al aire se

transforma en hidrato y carbonato potásicos y selénio que se va depositando poco á poco; se le lava, deseca y funde, dándole la forma de cilindros ó de medallas con el busto de Berzelius que es como circula en el comercio. También puede obtenerse reduciendo el ácido selénico ó el selenito potásico por el gas sulfuroso.

TELURO.—Te''

Peso atómico..... 129

Peso molecular..... 258.

207. HISTORIA.—Descubierto en 1782 por Muller de Reinchenstein; estudiado por Klaproth (1798) que le consideró como un metal, llamándole *Teluro* del nombre mitológico de la tierra (Télus). Hoy se le incluye por sus caracteres entre los metaloides anfígenos.

208. Estado en la naturaleza.—Es bastante raro, se le halla nativo en pequeña cantidad; en estado de anhídrido teluroso y en el de telururo metálico, como los de bismuto, plomo, plata y oro, siendo las localidades en que más abundan Hungría y Transylvania.

209. Propiedades.—Es sólido, cristaliza en el sistema romboédrico, color blanco con brillo metálico, frágil y de textura escamosa; su densidad es 6,258; insoluble en el agua y algo soluble en el ácido sulfúrico concentrado; poco conductor del calor y de la electricidad y diamagnético. Se funde á 500° y á mayor temperatura se volatiliza, pudiendo destilarle al calor rojo oscuro; su vapor es de color amarillo de oro y se condensa en pequeñas gotas ó en agujas cristalinas; la densidad de este vapor entre 1390° y 1400°, está comprendida entre 9,08 y 9 y respecto al hidrógeno es 129.

Es más electro-positivo que el selenio; arde en contacto del aire aunque con dificultad, con llama azulada rodeada de una aureola verdosa, dando humos blancos de anhídrido teluroso. No se combina directamente con el hidrógeno pero sí indirectamente; se combina con el cloro, bromo, yodo, oxígeno, azufre y selenio, formando los compuestos correspondientes.

210. Extracción.—Se extrae transformando los telururos naturales en telurato potásico, cuya disolución se descompone en contacto del aire, dejando depositar el teluro. Se le purifica del azufre y selenio que suelen precipitarse con él hirviéndole con cianuro potásico. Puede obtenerse también reduciendo el ácido teluroso disuelto en ácido clorhídrico, por el gas sulfuroso.

Combinaciones de los metalóides didínamos con el hidrógeno.

211. Séries que forman estos compuestos.—Forman

las dos siguientes:

H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te
óxido hidrico (agua)	sulfido hidrico.	selénido hidrico.	telúrido hidrico.
H_2O_2	H_2S_2	"	"
bióxido de hidrógeno (agua oxigenada.)	bisulfuro de hidrógeno.		

La segunda está incompleta; no se conocen los dos últimos términos, que serían el biseleniuro y el bitelururo de hidrógeno.

De los términos de la primera, uno de ellos, el agua, es un cuerpo indiferente; los otros tres son hidrácidos, pero tan poco enérgicos, que se les denomina *hidrácidos débiles*, para distinguirlos de los ya estudiados. Sin embargo puede aplicárseles algunos de los caracteres generales que se han asignado á estos y hasta puede seguirse el mismo procedimiento general para prepararlos, con la sola variante de que además del ácido sulfúrico puede emplearse uno de los hidrácidos enérgicos, para descomponer el sulfuro, seleniuro ó telururo.

AGUA—H₂O

(Óxido hídrico.)

Peso molecular.... 18.

18 **212. HISTORIA.**—Thales de Mileto, siete siglos antes de nuestra era, consideró al agua como el principio de todos los cuerpos; un siglo después Heráclito y Empedocles proclamaron la doctrina de los cuatro elementos, *aire, agua, tierra y fuego*, aceptada por la escuela de Aristóteles. No se conoció su verdadera composición hasta 1874 en que la dió á conocer Cavendish; antes de este, algunos físicos y químicos habían hecho investigaciones con este objeto, pero no interpretaron bien los resultados que obtuvieron. Durante el siglo actual se han dedicado á su estudio bastantes químicos bajo diversos puntos de vista.

18 **213. Estado del agua en la naturaleza.**—Existe en el reino mineral formando los mares, los ríos, los manantiales, etc., forma parte de la atmósfera terrestre en estado de vapor y en el estado sólido constituye las nieves, el granizo y los hielos de los países polares. Todos los seres orgánicos vegetales y animales contienen agua, pues sin ella la vida sería imposible; hay sustancias vegetales y animales constituidas en su mayor parte por agua (1).

(1) La lechuga contiene cerca de 92%₁₀, la escarola tiene mas de 94%₁₀, los rábanos pasan de 95%₁₀ y los pepinos llegan á los 96,34%₁₀; muchas sustancias animales están constituidas también en gran parte por agua; la carne humana contiene cerca de 75,5%₁₀, los pulmones de carnero mas de 78%₁₀, el cerebro del buey 88%₁₀, etc. Estos datos están tomados de la notable memoria premiada por la Academia de Ciencias exactas, físicas y naturales en el concurso para el año 1873, sobre el tema «Estudiar los alimentos que consume la clase labradora y los braceros en algunas de las provincias de España etc.», escrita por D. Manuel Saenz Díez, catedrático de Química de la Universidad de Madrid.—1878.

214. Propiedades físicas.—Se presenta sólida, líquida y gaseosa, según la temperatura á que se encuentra sometida; en el estado sólido cristaliza en prismas exagonales que se agrupan de diferentes maneras, afectando con frecuencia la forma de estrellas; no tiene color cuando está en pequeñas masas, pero en grandes masas, como la de los mares, aparece de color verdoso ó azulado; tampoco tiene olor, ni sabor, si las aguas naturales tienen alguno es por las sustancias que llevan en disolución, pues el agua pura es insípida y únicamente se advierte cuando se la paladea cierto sabor como metálico; se la toma como unidad para referir á ella las densidades de los líquidos y sólidos; su mayor densidad es á $+ 4^{\circ}$; por cima y por debajo de esta temperatura aquella disminuye teniendo á 0° la de 0,999873; es el disolvente neutro por excelencia y ella a su vez puede disolverse ó mezclarse con otros disolventes; ya se dieron á conocer (13) las leyes que rigen á la disolución de los gases y de los sólidos en los vehículos neutros y por lo tanto en el agua. Es muy poco compresible, no conduce bién el calor ni la electricidad y cuando está sólida se electriza por frotamiento.

Sometida á 0° se solidifica; en determinadas circunstancias puede conservar á temperaturas muy inferiores á 0° el estado líquido; á medida que su temperatura desciende se va haciendo menor su densidad y aumenta de volúmen, lo que explica una porción de hechos que tienen lugar durante los grandes frios del invierno, como por ejemplo, la flotación del agua sólida en el agua líquida, la disgregación de ciertas rocas llamadas heladizas, la muerte de muchos vegetales, etc.

Si se la calienta comienza por dilatarse aunque muy irregularmente y su temperatura se eleva por grados, debido no á su conductibilidad para el calor, si no á la desigual densidad que adquieren las diversas capas líquidas, que origina corrientes ascendentes y descendentes; entra en ebullición á 100° , siendo la presión de 760 mm, pero dicha temperatura puede variar por distintas causas que la Física dá á conocer; por la ebullición se transforma en un vapor incoloro cuya densidad es 0,622 y 9 referida al hidrógeno; este vapor ocupa un volúmen unas 1700 veces mayor que el del líquido de que procede. A la temperatura de 2000° se descompone en sus elementos hidrógeno y oxígeno, pero mucho antes de esta temperatura, á unos 1100° , ya comienza á disociarse como

lo ha demostrado Sainte-Claire Deville en un aparato (figura 36)

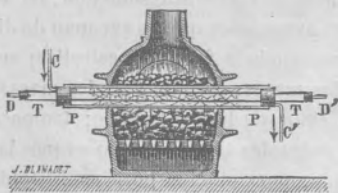


Fig. 36.—Disociación del agua.

compuesto de un tubo PP de porcelana barnizada é impermeable por cuyo eje pasa otro mas delgado TT de porcelana porosa lleno de fragmentos de porcelana, así como el espacio comprendido entre los dos, para que la temperatura sea uniforme en toda la masa cuando el aparato se calienta al rojo intenso; por el tubo delgado se hace pasar una corriente de vapor de agua y por el espacio intertubular otra de gás anhídrido carbónico en la dirección CC'; el vapor de agua se disocia en sus dos componentes oxígeno é hidrógeno, y este en virtud de su gran poder endosmósico atraviesa la pared del tubo poroso con mas velocidad que el oxígeno quedando de esta manera separados y mezclados con un gás inerte como el anhídrido carbónico para que no se vuelvan á combinar; recogiendo el gás que sale del aparato en tubos de un metro de altura y de un centímetro de diámetro y absorbiendo el anhídrido carbónico por una lejía de potasa, queda una mezcla de oxígeno é hidrógeno.

La electricidad descompone el agua cuando se la hace atravesar por ella en corriente, yendo el hidrógeno al polo negativo y el oxígeno al positivo, como se demuestra por medio del voltámetro.

215. Propiedades químicas.—El agua no manifiesta un carácter químico determinado, es un cuerpo indiferente. Es uno de los tipos químicos á cuya molécula H_2O se refieren las de muchos compuestos, como se dijo al exponer la teoría de los tipos. Siendo dicha molécula cerrada ó completa ($H-O-H$), si se supone que en ella falta un átomo de hidrógeno, resultará una molécula incompleta ó abierta ($H-O-$), que será un radical monodínamo $(HO)^\bullet$ al que se denomina *oxhidrilo* ó *hidroxilo*; este radical hipotético se supone que forma parte de muchos compuestos, que interviene en sus reacciones químicas trasportándose de unas moléculas á otras y permite referir al tipo hidrógeno cuerpos que se refieren al tipo agua, así el ácido nítrico NO_3H , referido al tipo hidrógeno, será $(NO_2)^\bullet(HO)^\bullet$; el hidrato potásico KOH , será $K^\bullet(HO)^\bullet$, etc.

El agua se combina con algunos cuerpos simples como el cloro

($\text{Cl}_2, 10\text{H}_2\text{O}$) y el bromo ($\text{Br}_2, 10\text{H}_2\text{O}$) y con muchos cuerpos compuestos (ácidos, bases, sales,) formando combinaciones intermoleculares, en las que hay una cantidad constante del cuerpo y un número fijo de moléculas de agua, á una temperatura determinada, pues este número suele variar con la temperatura. Algunos de estos cuerpos reciben el nombre de *hidratos* ó de *hidratados* y si cristalizan, el agua unida á ellos se llama *agua de cristalización*.

Los cuerpos halógenos ejercen acción química sobre el agua ya mediante la influencia de la luz, ya á una temperatura algo elevada, se apoderan de su hidrógeno para formar los hidrácidos correspondientes y dejan el oxígeno libre; en algunas ocasiones puede formarse además algún compuesto ternario como por ejemplo, el ácido hipocloroso.

Cuando el oxígeno oxida á algunas sustancias minerales ú orgánicas en presencia del agua, puede oxidar también á parte de esta formando agua oxigenada.

Los ácidos clorhídrico, bromhídrico, yodhídrico y fluorhídrico, además de ser muy solubles en el agua, forman con ella distintos hidratos, en los que su cantidad varía con la temperatura á que se han formado.

216. Clasificación de las aguas naturales.—Aunque se puede preparar directamente el agua combinando el hidrógeno y el oxígeno, nunca se hace por ser mucho más fácil, más breve y menos costoso, purificar las aguas que existen en la naturaleza.

Pero antes de entrar á exponer esta purificación, es conveniente conocer las sustancias que contienen en disolución las aguas naturales; estas sustancias son diversas tanto en calidad como en cantidad, y permiten establecer divisiones entre aquellas; unas aguas proceden de la atmósfera (lluvias, nieves etc.), y se llaman *meteóricas* y otras existen en la tierra (mares, lagos, ríos, fuentes, etc.), y se llaman *telúricas*. De estas hay unas que por la naturaleza y la cantidad de las sustancias sólidas y gaseosas que llevan disueltas pueden servir de bebida, y se denominan *potables*, y otras que no deben beberse y reciben el nombre de *no potables* ó *crudas*; también se dividen en *frías*, si su temperatura es igual ó inferior á la del ambiente y *termales*, si es superior; y reciben el nombre de *aguas minerales* ó *medicinales* si por su temperatura ó por contener alguna sustancia que obre como agente terapéutico, pueden aplicarse á la curación de ciertas enfermedades.

A su vez las aguas minerales se clasifican, según el cuerpo ó cuerpos que las mineralizan y á los que se supone deben su acción terapéutica, en los grupos siguientes: *ácidulas ó gaseosas*, caracterizadas por contener mucho ácido carbónico libre; *sulfhídricas ó sulfurosas*, si contienen gás sulfhídrico ó un sulfuro soluble; *alcalinas*, las que llevan en disolución una cantidad mayor ó menor de bicarbonato sódico ó de un silicato alcalino; *salinas*, las mineralizadas por ciertas sales neutras como el cloruro sódico, sulfato magnésico, etc; *ferruginosas* las que llevan en disolución una sal del hierro; *nitrogenadas*, si desprenden bastante gás nitrógeno. Estos grupos se subdividen en otros cuyo estudio detallado no corresponde á la Química general.

18 **217. Carácterés de las aguas potables.**—Para que un agua sirva para la bebida ó sea potable, debe tener un gusto agradable, pues si bién el agua no tiene sabor determinado, las sustancias disueltas en ella la hacen más ó menos grata al paladar; ha de ser inodora, debe cocer bién las legumbres y disolver el jabón formando bastante espumá. La calidad y la cantidad de las sustancias sólidas y gaseosas disueltas en las aguas y que estas han tomado de los terrenos por donde circulan y de la atmósfera, són las que contribuyen á que reunan aquellas condiciones; por lo tanto, un agua potable debe llevar en disolución una cantidad de sustancias fijas que no pase de 3 á 4 decigramos por litro, y debe estar aireada, es decir, debe haber disuelto la cantidad correspondiente de los gases que forman el aire (oxígeno, nitrógeno, ácido carbónico).

La interpretación científica de estos carácterés es bién sencilla; las aguas que lleven en disolución sustancias sólidas ó gaseosas que por su cantidad ó por su naturaleza difieran de las que ordinariamente suelen llevar, tendrán un sabor más ó menos agradable y quizás olor, y si no contienen ninguna de aquellas sustancias serán indigestas; un agua muy cargada de sales cálcicas ó magnésicas, no podrá cocer bién las legumbres, porque alguno de los principios de estas formarán compuestos insolubles con la cal ó la magnesia, que impedirán se ablanden por la cocción; siendo el jabón una sal soluble (oleato sódico) al disolverse en un agua que contenga muchas sales cálcicas ó magnésicas (cloruros, sulfatos, carbonatos). producirá por doble descomposición oleato cálcico insoluble y formará los grumos que se observan en las aguas que se dice cortan el jabón y descomponiéndose este, el agua no puede adquirir la viscosidad necesaria para formar espuma persistente.

19 **IDEA GENERAL DE LA HIDROTIMETRÍA.**—Fundado en este hecho Clarke ideó un procedimiento para determinar rápidamente la cantidad de sales cálcicas y magnésicas que

contienen las aguas, procedimiento desarrollado después por Boutrón y Boudet, que le dieron el nombre de *hidrotimetría*; para practicarle se necesita tener una disolución, de valor conocido, de una sal cálcica (cloruro ó sulfato) y otra disolución alcohólica de jabón, valorada, es decir, de la que se hayan averiguado los volúmenes que de ella son necesarios para precipitar la cal de una cantidad conocida de la primera, hasta formar espuma persistente; con estos datos es fácil determinar cuantos volúmenes de la disolución de jabón consume el agua que se ensave, ó sean los *grados hidrotimétricos* de la misma, hasta que la espuma persista.

218. Determinación de los principios fijos de un agua.—Se determinan evaporando en baño de vapor un volumen conocido de agua, en una cápsula de platino pesada de antemano, el residuo salino que queda en la cápsula serán los principios fijos que tenia disueltos el agua evaporada; se somete aquella con el residuo á una temperatura de 110° ó 120° y se pesa después; restando de este peso el de la cápsula, se tendrá el del residuo que, cualquiera que sea la cantidad de agua de que proceda, se refiere á un litro.

Este residuo está formado generalmente por carbonatos cálcico y magnésico, sulfatos cálcico, magnésico y sódico, cloruros sódico y magnésico, sílice y materias orgánicas. Algunas de estas sustancias pueden reconocerse directamente en las aguas, empleando determinados reactivos; así por ejemplo, se reconocen los *cloruros* por la opalinidad ó el precipitado que se forma añadiendo al agua (previamente acidulada por el ácido nítrico) unas gotas de la disolución de *nitrato de plata*; los *sulfatos* con el *cloruro* ó el *nitrato bórico*; los *carbonatos* con el *agua de cal* ó de *barita*, la *cal* con el *oxalato amónico*; y la *magnesia* con el *fosfato sódico* y el amoníaco, previa la separación de la cal; el *alcohol* produce opalinidad en aguas que contengan *sulfato cálcico* y la *tintura de campeche* toma un color rojo violado con las *sales cálcicas*; las *materias orgánicas* descolorean la disolución morada del *permanganato potásico*.

219. Gases disueltos en el agua.—Se extraen valiéndose de un matraz de vidrio de medio á un litro de cabida, al que se ajusta un tubo de desprendimiento por medio de un buen tapón de corcho ó de goma, de manera que el extremo del tubo no sobresalga nada del orificio inferior del tapón; el otro extremo termina en la cuba de mercurio ó en una vasija con agua hervida que sirva de cuba hidroneumática. Se llenan completamente de agua el matraz y tubo de desprendimiento, cuidando mucho que no quede ni la más pequeña burbuja de aire, y se la hace hervir por largo rato recogiendo los gases

en una campana graduada en la que se miden, tomando las precauciones convenientes; conocido el volúmen de agua que se sometió á la ebullición, se refiere la cantidad de gás extraída á un litro de aquella. Esta cantidad difiere mucho de un agua á otra y está formada generalmente por los gases de la atmósfera.

220. Purificación del agua.—Se practica destilándola, operación que consiste en hacer hervir el líquido y recibir sus vapores en un recipiente frio para que se condensen. Los aparatos que se emplean reciben el nombre de *destilatorios*, y són varios, pero el mas usado es el *alambique* (fig. 37) que está formado por una caldera de

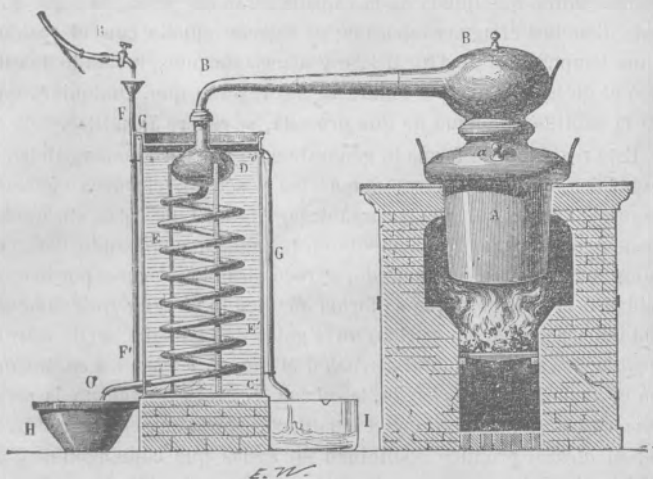


Fig. 37.—Alambique para la destilación del agua.

cobre A, estañada interiormente, que se llama *cucúrbita*, en la que se coloca el agua ó líquido que se va á destilar; por la cubierta ó cabeza de esta caldera B, también de cobre ó de estaño, llamada *capitel* y por un tubo de estaño en forma de espiral ó de zig-zag E, que se llama *serpentin*, introducido en una caja cilíndrica ó prismática, denominada refrigerante, para tenerlo rodeado de agua fría, á fin de condensar los vapores que le atraviesan.

Quando se quieren hacer destilaciones á temperaturas que no pasen de 100° se introduce en la caldera un vaso cilíndrico que se sumerge en el agua que contiene aquella, por medio de la cual se le ca-

lenta: entónces se dice que se verifica la destilación en *baño de maria*.

El agua que destila primero sale acompañada de los gases que estaban en disolución; tampoco debe recogerse la que proviene de las últimas porciones, porque el cloruro de magnesio, que casi todas las aguas naturales tienen disuelto, se transforma en ácido clorhídrico que acompaña al vapor de agua y magnesia que queda en el residuo que se forma en la caldera.

El alambique puede sustituirse por vasijas de vidrio formándose un aparato (fig. 38) en el que la caldera está reemplazada por un ma-

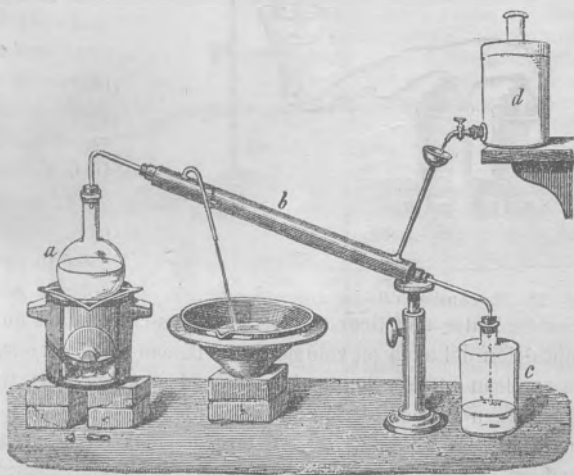


Fig. 38.—Destilación del agua con el refrigerante de Liebig.

traz *a* ó retorta y el serpentín por el llamado refrigerante de Liebig *b*. Pero el agua destilada en vasijas de vidrio siempre contiene algunas de las sustancias que forman éste que se disuelven por la ebullición prolongada.

Se reconoce la pureza del agua destilada, evaporando una poca en una lámina ó en una cápsula de platino; no debe dejar residuo alguno, ni dar ninguna reacción con los reactivos mencionados en el párrafo 118.

19 **221. Análisis y síntesis del agua.** — La composición del agua puede averiguarse por procedimientos analíticos y sintéticos.

Descomponiéndola por medio de una corriente eléctrica producida por dos pares de Bunsen, en el voltámetro c (fig. 39), se recogen en las campanas A y B colocadas sobre los alambres de platino, dos gases, doble en volumen el del polo negativo (*hidrógeno*) que el del positivo (*oxígeno*); de donde se deduce que el agua está formada de dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno. Conviene acidularla con ácido sulfúrico para que conduzca mejor la electricidad.

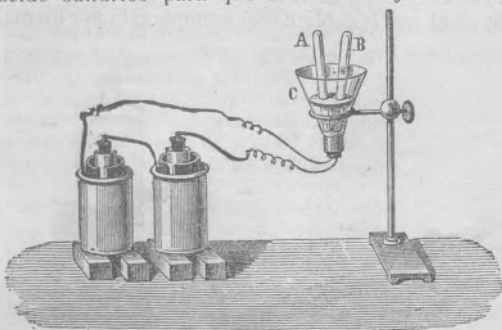


Fig. 39.—Análisis del agua en el voltámetro.

los procedimientos sintéticos. Estos son de dos clases; unos que dan la composición del agua en volumen y se llaman *eudiométricos*, porque se emplean en ellos los aparatos llamados eudiómetros, y otros que determinan la composición en peso.

Procedimientos eudiométricos.—Están fundados en la propiedad que tiene el oxígeno de combinarse con el hidrógeno mediante la acción de una chispa eléctrica para formar agua y como esta combinación se verifica con detonación, es necesario valerse de aparatos suficientemente resistentes á operar con cantidades relativamente muy pequeñas.

Un eudiómetro es un aparato convenientemente dispuesto para introducir en él una mezcla gaseosa y producir su detonación por medio de una chispa eléctrica; se miden en ellos los volúmenes gaseosos antes y después de la detonación; en otros se hace la medición en tubos graduados independientes del eudiómetro. Son varios los que se conocen, unos dispuestos para trabajar sobre agua y otros sobre mercurio.

También podría practicarse la análisis del agua descomponiendo su vapor por el hierro enrojecido, como lo hizo Lavoisier, pero son preferibles por estar menos sujetos á errores,

El de Gay-Lussac (fig. 40) se compone de un tubo de vidrio A B de paredes gruesas en cuyos extremos hay unidas dos armaduras metálicas c y d en forma de embudos, provistas de sus llaves respectivas R y R', de las que la inferior c sirve de pie al eudiómetro; la superior está atravesada por un estilete de metal B aislado de la armadura, que termina esteriormente en una esferita metálica é interiormente en una punta que está casi tocando en la pared metálica de la armadura y sirve para hacer saltar las chispas eléctricas; ambas armaduras están en comunicación por una tira metálica a; en la armadura superior se puede atornillar un tubo EE' dividido en 200 c.c. acompaña al aparato anterior una probeta cuya cabidad es exactamente de 100 c.c. provista de una armadura metálica en la que se mueve en una corredera una lámina metálica que permite abrir ó cerrar á voluntad la boca de aquella.



Fig. 40.—Eudiómetro de Gay-Lussac. conocido del vapor acuoso resultante, se tendrá:

$$0,622 \times x = 0,06926 \times 2 + 1,1056 \quad \text{ó} \quad 9 \times x = 1 \times 2 + 16$$

de donde

$$x = \frac{0,06926 \times 2 + 1,1056}{0,622} = \frac{1,244 \dots}{0,622} = 2 \quad \text{ó} \quad x = \frac{1 \times 2 + 16}{9} = \frac{18}{9} = 2$$

es decir, que el vapor acuoso resultante ocupará dos volúmenes ó sea

una molécula; pero como para formarle concurren tres, (dos de hidrógeno y uno de oxígeno) la contracción será de $\frac{1}{3}$ (56).

Hofmann ha obtenido prácticamente el mismo resultado por medio de un eudiómetro en forma de U, en el que una de las ramas, está cerrada y la otra es abierta y provista de una llave cerca de su base para poder extraer mercurio cuando es necesario; la cerrada está introducida en un tubo ancho de vidrio dispuesto para hacer circular por él vapor de alcohol amílico, líquido que hierve á 132°; introducida en el eudiómetro, previamente calentado por dicho vapor, una mezcla de dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno, igualado el nivel del mercurio en ambas ramas valiéndose de la llave mencionada, y anotado el volumen de la mezcla gaseosa, se hace saltar la chispa eléctrica para producir agua, que se conservará forzosamente en estado de vapor por estar sometida á 132°; medido su volumen despues de igualar nuevamente el nivel del mercurio en ambas ramas, se halla que ocupa exactamente los *dos tercios* del que ocupaba la mezcla.

Berzelius y Dulong (1820) teniendo en cuenta una indicación de Gay-Lussac, emplearon para hacer la síntesis del agua la acción reductora del hidrógeno sobre el óxido cúprico, á una temperatura elevada, deduciendo de la disminución de peso que experimentaba dicho óxido, la cantidad de oxígeno que entraba á formar el agua y restando del peso de esta el del oxígeno, obtenían el del hidrógeno por diferencia. Este mismo procedimiento fué puesto en práctica por Dumas en 1843, con gran escrupulosidad, empleando un aparato (fig. 41) compuesto de un gran frasco F lleno de hidrógeno obtenido con el zinc y el ácido sulfúrico del comercio, cuyo gas se purifica haciéndole pasar por una série de tubos en U, *a, b, c, d, e*, que contienen piedra pomez empapada de nitrato de plomo, de sulfato argéntico y de potasa cáustica para absorber respectivamente el ácido sulfhídrico, el hidrógeno fosforado y arsenical y el hidrógeno carbonado y siliciado; á continuación de aquellos hay otros dos *f, g*, que contienen anhídrido fosfórico que están rodeados de una mezcla de hielo y sal; otro tubo *h* mas pequeño que contiene también anhídrido fosfórico, cuyo peso no debe variar durante todo el experimento, sirve para demostrar que el hidrógeno que por él pasa está completamente seco: unido á él por medio de un tubo *r'* hay una esfera B de vidrio poco fusible que contiene óxido cúprico que se calienta con una lámpara de alcohol L y á continuación un recipiente B' también de vidrio, destinado á condensar la mayor parte del agua formada por la acción del hidrógeno sobre el óxido cúprico: para retener la que no se condensa en dicho recipiente, se pone este en comunicación con dos tubos en U, *i k*, llenos de anhídrido fosfórico de los que el segundo está rodeado de mezcla frigorífica; por último otros dos tubos *l, o*, que también contienen dicho anhídrido indican por la invariabilidad de su peso que toda el agua ha sido absorbida en los anteriores.

Para efectuar la síntesis del agua se comienza calentando el óxido cúprico para desecarle completamente, despues se hace el vacío en el globo de vidrio que le contiene y se le pesa, así como el recipiente

b' y los tubos i, k; unidas todas las partes del aparato se hace pasar

el hidrógeno y cuando todo el aire haya sido expulsado, se calienta el óxido de cobre, que se reducirá formándose agua que se condensará en el recipiente b' y en los tubos i, k; se deja enfriar, sin interrumpir la corriente de hidrógeno hasta que esté completamente frío; se hace el vacío nuevamente en el globo B y se pesa; restando este peso del que tenía antes, la diferencia será el peso del oxígeno que se ha combinado con el hidrógeno; se pesan igualmente el recipiente b' y los tubos i, k, y el aumento de peso que hayan tenido será el del agua formada; restando de este el del oxígeno se tendrá el peso del hidrógeno.

Fig. 41.—Aparato para la síntesis del agua.

De un gran número de experimentos efectuados con este aparato con toda escurpulosidad, dedujo Dumas que el agua está compuesta de

88,888 de oxígeno
11,112 » hidrógeno

100,000 » agua

cuyos números están en la relación de 1: 8 ó de 2: 16 por lo tanto la misma que la deducida de los análisis volumétricos: su fórmula será según esto H_2O .

222. APLICACIONES DEL AGUA.—Se emplea el agua destilada en casi todas las operaciones químicas por ser el disolvente por excelencia; en Farmacia y en algunas artes, como la fotografía, también se hace mucho uso del agua destilada.

BIÓXIDO DE HIDRÓGENO— H_2O_2

Peso molecular..... 34.

19
19
223. HISTORIA Y SINONIMIA.—Fué descubierto en 1818 por Thenard. Se le conoce además con el nombre de *agua oxigenada*.

224. Propiedades físicas.—Es un líquido incoloro, trasparente, de consistencia de jarabe, de sabor astringente y metálico, inodoro, de una densidad de 1,452 y soluble en el agua; á 30° no se solidifica, puede volatizarse y destilar en el vacío sin descomponerse; de + 15° á + 20° se descompone parcialmente en agua y oxígeno y la descomposición es total á 100° aunque esté diluida, desprendiendo 10,74 calorías; es por lo tanto muy inestable; se le dá más estabilidad diluyéndole en agua ó acidulándole con ácido clorhídrico ó sulfúrico; la electricidad también le descompone.

19
225. Propiedades químicas.—No tiene los caractéres de los ácidos ni de las bases; descolora las tinturas azules vegetales y ataca la piel y las mucosas produciendo manchas blanquecinas bastante persistentes. La facilidad con que se descompone en oxígeno y agua, hace que sea un poderoso agente de oxidación.

Son muy notables las acciones que sobre el agua oxigenada ejercen muchos cuerpos; estas acciones pueden dividirse de la manera siguiente:

1.° Hay cuerpos como el carbón, el platino, el oro, la plata, el rodio y el paladio, entre los simples, el bióxido de manganeso y otros peróxidos, entre los compuestos inorgánicos y la fibrina entre los orgánicos, que la descomponen solo por su presencia, permaneciendo ellos inalterables, siendo el mejor ejemplo de las llamadas acciones *catalíticas*; se ha observado que favorecen estas acciones el estado de división ó de porosidad de algunos de aquellos cuerpos hasta el punto de que pueden verificarse con explosión.

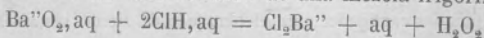
2.° Hay otros cuerpos oxigenados que provocan la descomposición del agua oxigenada descomponiéndose ellos á su vez; en estas acciones funciona como un verdadero reductor. Echando sobre el óxido de plata un poco de agua oxigenada, se produce una explosión debida al desprendimiento del oxígeno de esta y de aquel. También descompone el permanganato potásico; se admite que en esta acción se forma trióxido de hidrógeno muy inestable á la temperatura ordinaria.

3.º Otros, por último, como el selenio y el arsénico entre los metaloides, el aluminio y magnesio entre los metales y algunos protóxidos como el de estroncio, el de calcio, los de cobre, níquel y cobalto, etc., descomponen el agua oxigenada, apoderándose de la mitad de su oxígeno para oxidarse ó peroxidarse ellos. El sulfuro de plomo, negro, que es transformado en sulfato de plomo, blanco, el ácido crómico rojo, que pasa á percrómico azul, etc., son también ejemplos de esta acción.

De algunos de estos hechos se hace aplicación para reconocer la presencia del bióxido de hidrógeno.

226. Preparación.—El peróxido de hidrógeno se produce en muchas oxidaciones lentas en presencia del agua, por ejemplo, cuando se agita dentro de un gran frasco de vidrio una lámina de plomo amalgamada, con un poco de agua ligeramente acidulada con ácido sulfúrico ó cuando se agita en un frasco abierto éter con un poco de agua; también se produce en la electrolisis de ésta algo de agua oxigenada. La formación de este cuerpo va acompañada de absorción de calor (10,74 calorías).

El procedimiento para prepararla en alguna cantidad consiste en verter una papilla hecha con bióxido de bario y agua, sobre ácido clorhídrico colocado en un vaso rodeado de una mezcla frigorífica:



Se añade después ácido sulfúrico hasta que ya no se forme más precipitado de sulfato bárico, con lo cual vuelve á formarse ácido clorhídrico:



Separado el sulfato bárico por filtración, se agrega más bióxido de bario, se vuelve á añadir después ácido sulfúrico, á filtrar para separar el nuevo sulfato bárico formado y se repiten estas operaciones varias veces hasta tener bastante agua oxigenada. Se separa el cloruro bárico de la última operación por el sulfato de plata que forma cloruro argéntico y sulfato bárico, ambos insolubles, se concentra después el líquido en el vacío de la máquina neumática en presencia de ácido sulfúrico. Puede reemplazarse el ácido clorhídrico en esta preparación por el ácido fluorhídrico, por el fosfórico ó por algún otro.

227. Reactivos del agua oxigenada.—Se caracteriza por la propiedad de transformar el ácido crómico rojo en ácido percrómico azul, para lo cual no hay más que añadir una pequeña cantidad de

aquella á una disolución ténue de ácido crómico ó de un cromato y ácido clorhídrico y al mismo tiempo un poco de éter para que disuelva al ácido percrómico, tomando el líquido un hermoso color azul. También por la propiedad de desalojar el yodo de los yoduros; si á una disolución de yoduro potásico, á la que se agrega un poco de engrudo de almidón y una pequeña cantidad de sulfato ferroso, se la trata por agua oxigenada, aparece la coloración azul característica del yoduro de almidón. Puede también servir la descoloración que hace experimental al permanganato potásico; esta reacción se utiliza para determinar cuantitativamente la riqueza de un agua oxigenada diluida.

228. Análisis.—Se determina su composición poniendo una cantidad conocida de ella en un matracito con agua, calentando éste para que se verifique la descomposición del bióxido de hidrógeno, recogiendo y midiendo en una probeta graduada, sobre la cuba de mercurio, el oxígeno que se desprende. De estos datos se deduce que la composición de este cuerpo es 2 átomos de hidrógeno y otros 2 de oxígeno, es decir, H_2O_2 .

229. APLICACIONES.—Se emplea como reactivo en algunos casos, aunque raros. Thenard la aplicó para restaurar las pinturas cuyos colores blancos se habían ennegrecido por haberse formado sulfuro de plomo, negro, al que el agua oxigenada transforma en sulfato de plomo, blanco. Se emplea industrialmente en grandes cantidades para el blanqueo de ciertas sustancias; para teñir de color rubio el pelo. En Medicina se emplea alguna vez como agente terapéutico.

ÁCIDO SULFHÍDRICO.— SH_2

Peso molecular. . . . 34.

230. HISTORIA Y SINONIMIA.—Conocido ya por Meyer y por Rouelle; el primero que estudió sus propiedades fué Scheele en 1777; ha sido estudiado también por Berthollet, Thenard, Davy y Berzelius. Recibe los nombres de *ácido hidro-sulfúrico*, *ácido sulfhídrico*, *súlfido hídrico*, *hidrógeno sulfurado* y algún otro.

231. Estado en la naturaleza.—Se encuentra disuelto en las aguas sulfhídricas; se desprende en las erupciones volcánicas; se forma en la reducción de algunos sulfatos por las materias orgánicas y en la descomposición de las sustancias orgánicas sulfuradas.

232. Propiedades físicas.—Es un gas diáfano que á 16 atmósferas y 0° se condensa en un líquido incoloro y muy movable; para ello se calienta en el tubo de Faraday (fig. 42) bisulfuro de hi-

drógeno (S_2H_2) que se desdobra en azufre y gas sulfhídrico; este se



Fig. 42.—Liquefacción del ácido sulfhídrico.

condensa en el extremo frío del tubo y sometido á la acción de una mezcla de ácido carbónico sólido y éter se transforma en una masa blanca, cristalina, (fusible á $-85^{\circ},5$) No tiene color, huele á huevos podridos y su sabor es repugnante; su densidad es 1,1912 y con relación al hidrógeno 17; en el estado líquido es 0,91; se disuelve en el agua, un litro de ésta á 0° disuelve 4,37 litros de

gas sulfhídrico y solamente 2,90 litros á 20° ; es más soluble en el alcohol que á 0° un litro disuelve 17,89 litros y á 20° , 7,41. La disolución acuosa tiene el mismo olor y sabor que el gas.

El calor le descompone á la temperatura del rojo en sus dos elementos; también es descompuesto por la electricidad.

233. Propiedades químicas.—Tiene los caracteres de un

ácido débil, enrojece las tinturas azules vegetales, haciéndolas tomar un color vinoso. Su hidrógeno puede ser reemplazado por los radicales metálicos, dando origen á los sulfuros y sulfhidratos, como el agua dá origen á óxidos é hidratos; es por lo tanto un tipo secundario del tipo agua (92). No sirve para la combustión, pero es combustible; una cerilla encendida (fig. 43) al introducirla en una probeta llena de dicho gas se apaga, pero él arde con llama pálida algo azulada; el producto de esta combustión es

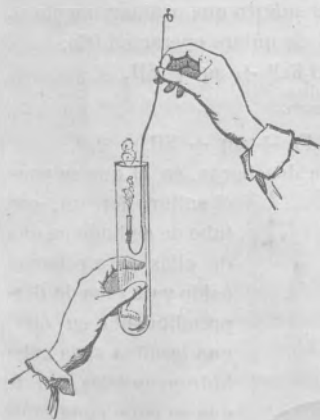
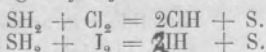


Fig. 43.—Combustión del gas sulfhídrico.

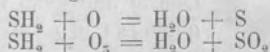
agua y azufre ó agua y gas sulfuroso, según las condiciones en que tiene lugar. Tampoco sirve para la respiración siendo muy deletéreo; produce la muerte cuando se le respira por poco tiempo aún mezclado con aire, pudiendo ocasionarla hasta por absorción cutánea; entre los varios medios que pueden emplearse para contrarestar sus efectos está el agua ligeramente amoniacal.

Los cuerpos halógenos reaccionan sobre el ácido sulfhídrico apoderándose de su hidrógeno y dejando el azufre en libertad:



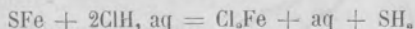
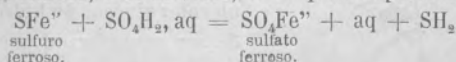
Esta última reacción es muy interesante porque es el fundamento de la sulfhidrometría.

El oxígeno actúa también sobre él, produciendo agua y azufre ó agua y gás sulfuroso, que después puede transformarse en sulfúrico, según las cantidades de oxígeno:



Estas reacciones explican porqué las disoluciones transparentes del sulfido hidrico en el agua, y por lo tanto las aguas sulfhidricas naturales, se ponen lechosas, por el azufre que queda libre cuando están en contacto del aire, hallándose después en ellas ácido sulfuroso y hasta el sulfúrico. Las sustancias porosas y las materias orgánicas favorecen esta reacción.

234. Preparación.—Se prepara tratando un sulfuro por el ácido sulfúrico ó por el clorhídrico; el sulfuro que ordinariamente se emplea es el ferroso, ó el de bario, si se quiere operar en frio:



El aparato (fig. 44) es un frasco de dos bocas, en el que se pone

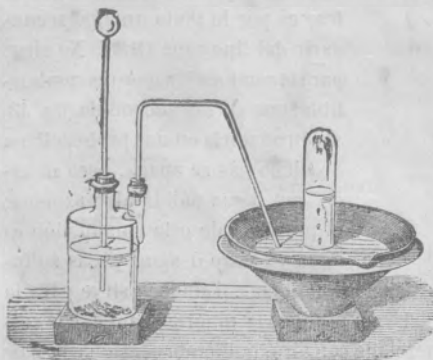


Fig. 44.—Preparación del ácido sulfhídrico.

En los laboratorios es muy frecuente emplear corrientes de gás sulfhídrico como reactivo y para obtenerlas se han ideado muchos apa-

ratos en los que reaccionando el ácido sulfúrico ó el clorhídrico sobre el sulfuro ferroso, dán en el acto de necesitarse un desprendimiento de hidrógeno sulfurado; el más sencillo de todos es el de la figura 44 con la sola modificación de colocar entre el tubo de desprendimiento y la boca á que éste se adapta, otro ancho de vidrio con algodón en rama que sirve para que el gás se filtre á través de él y deje algunas de las sustancias extrañas que le acompañen. Se utiliza para el mismo objeto el aparato (fig. 45) que funciona como se dijo al hablar del hidrógeno (124).

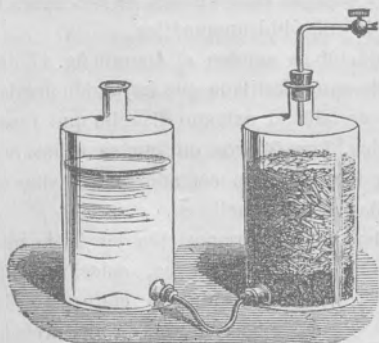
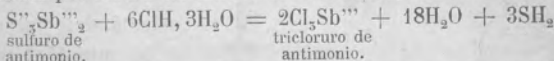


Fig. 45.—Aparato para corriente continua de ácido sulfhídrico.

Se prepara también el sulfido hidrico por medio del sulfuro de antimonio y del ácido clorhídrico:



en este procedimiento hay que operar en caliente y el aparato (fig. 46)

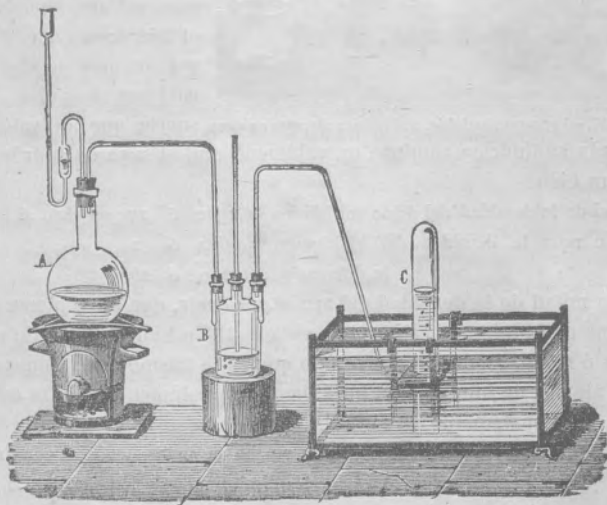


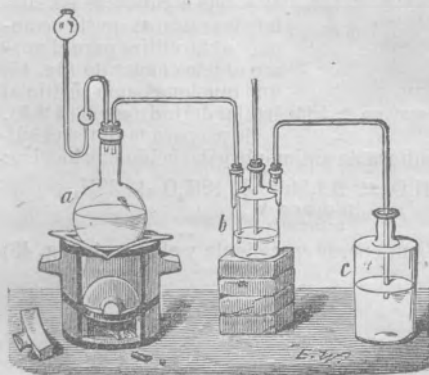
Fig. 46.—Preparación del ácido sulfhídrico por el sulfuro de antimonio.

se compone de un matraz A con tubo de seguridad en S, por el que e

se echa el ácido; este matraz se calienta por medio de un hornillo ó de una lámpara; el gás se lava en agua en un frasco de tres bocas B y se recoge en probetas C en la cuba hidroneumática.

Si se quiere tenerle en disolución se emplea el aparato fig. 47, debiendo emplear para disolverle agua destilada que haya sido previamente hervida para desalojar de ella el oxígeno disuelto que reaccionaría sobre el gás sulfhídrico. Los frascos en que se conservan estas disoluciones deben estar llenos y bien cerrados para evitar el contacto del aire que enseguida las pone opalinas.

235. Análisis.—Se determina la composición del ácido sulfhídrico, colocando un



volúmen conocido de este gás, en una probeta encorbada (fig. 48) en la que se introduce un poco de estaño en hoja; calentándole durante 25 á 30 minutos, se apodera del azufre para formar sulfuro, quedando el hidrógeno en libertad, sin que se altere el volúmen gaseoso; de

Fig. 47.—Preparación del ác. sulfhídrico disuelto en agua suerte que un volúmen de gás sulfhídrico contiene un volúmen igual al suyo de hidrógeno; ahora bien

si de la densidad del ácido sulfhídrico	1,1912	ó	17	respecto al H
se resta la densidad del hidrógeno	0,0692	ó	1	
la diferencia	1,1220	ó	16	

es la mitad de la densidad del azufre, es decir, que un volúmen ó un átomo de hidrógeno, está unido en el sulfido hidrico á medio volúmen ó medio átomo de azufre ó lo que es lo mismo dos volúmenes ó dos átomos de hidrógeno á un átomo ó un volúmen de azufre en vapor; por consiguiente su fórmula será SH_2 .

236. APLICACIONES.—Se emplea mucho en análisis química como reactivo, puesto que por su acción sobre las disoluciones de los metales se pueden separar éstos en varios grupos que tienen gran importancia en la marcha analítica; las aguas sulfhídricas naturales y las disoluciones artificiales de dicho

gás, se emplean bastante en Medicina para ciertas enfermedades; también la industria y las artes emplean alguna vez este cuerpo.

237. Sulfhidrometría.—Tiene por objeto determinar por un medio breve y sencillo la cantidad de ácido sulfhídrico ó la de azufre que existe en un agua sulfhídrica, cuestión de gran interés para la Medicina; porque aquella es diferente en las distintas aguas y aún en una misma experimenta variaciones bastante frecuentes.

El fundamento del procedimiento sulfhidrométrico de Dupasquier es la acción que el yodo ejerce sobre el ácido sulfhídrico, formando ácido yodhídrico y azufre que queda libre.

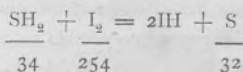


Fig. 48.—Análisis del ácido sulfhídrico.

Según esta reacción cada dos átomos de yodo (254) descomponen una molécula de ácido sulfhídrico (34) dejando en libertad un átomo de azufre (32).

Ahora bien, sabiendo la cantidad de yodo que es necesario emplear para descomponer el ácido sulfhídrico de un volumen conocido de un agua sulfurosa, es fácil calcular por una proporción muy sencilla á cuánto hidrógeno sulfurado corresponde dicho yodo. Existe un medio muy fácil para saber cuando ha terminado dicha descomposición, que consiste en la propiedad que tiene el yodo de formar yoduro de almidón (145) de color azul; pero esta coloración no aparece ó no es permanente interin el agua contiene sulfhídrico que descomponer.

El líquido que empleaba Dupasquier era una disolución alcohólica de yodo que en un decilitro ó sean 100 c. c. contiene 2 gm. de yodo, ó lo que es lo mismo, que 1 c. c. equivale á 2 centigramos y cada 1½ centímetro cúbico á 1 centígramo de yodo. Para añadir esta disolución de yodo se emplea un tubo ó *bureta* llamado *sulfhidrómetro*, dividido en medios centímetros cúbicos y por lo tanto que cada división representa un centígramo de yodo. El agua sulfhídrica se coloca en un vaso de precipitados ó en uno común de beber, empleando una cantidad conocida (uno ó dos decilitros, medio ó un litro, etc.) tanto mayor cuanto menos huela á hidrógeno sulfurado, y se mezcla bien con ella un poco de engrudo de almidón muy claro: se adiciona gota á gota la tintura de yodo colocada en el sulfhidrómetro y se agita para favorecer el contacto, hasta que aparezca una coloración azul persistente; se vé el número de divisiones del sulfhidrómetro que se han consumido, y se tendrá el número de centigramos de yodo empleados y por una proporción sencilla se averiguará el ácido sulfhídrico que hay en la cantidad de agua que se tomó para el ensayo, refiriéndole á un litro.

Bunsen, teniendo en cuenta que el líquido de Dupasquier se altera con el tiempo, porque reacciona el yodo sobre el alcohol, emplea otro más exacto que prepara disolviendo 1 gramo de yodo, ó sean mil miligramos, en una disolución acuosa de yoduro potásico químicamente puro y añadiendo agua hasta completar un litro ó sean 1000 c. c.; cada centímetro cúbico de esta disolución contiene 1 milígramo de yodo y cada de-

cima de centímetro cúbico un diezmiligramo. Es por lo tanto mas sensible que el de Dupasquier.

24 **238. Sulfuros.**—Reciben este nombre los cuerpos resultantes de la sustitución total ó parcial del hidrógeno del ácido sulfhídrico por radicales electro-negativos ó electro-positivos, simples ó compuestos. Si es sólo un átomo de hidrógeno el sustituido, el cuerpo resultante es un *sulfhidrato*. Los sulfuros que no tienen mas que un átomo de azufre reciben el nombre de *monosulfuros* y los que tienen más el de *polisulfuros*.

Muchos se hallan en la naturaleza (**196**); otros son artificiales.

Casi todos son sólidos y cristalizados; algunos, muy pocos, líquidos, como el monosulfuro de fósforo y el bisulfuro de carbono; su color es muy variado y para algunos es característico; por regla general son inodoros; les hay que tienen olor penetrante y fétido como los de carbono y amonio; los líquidos y los solubles tienen sabor, los demás son insípidos. Son insolubles en el agua excepto los de los metales alcalinos y alcalino-térreos. El calor funde á muchos sulfuros y volatiliza á otros sin descomponerlos; algunos se descomponen completamente por el calor, y otros solo pierden parte de su azufre. La electricidad también les descompone.

El hidrógeno reduce algunos á una temperatura elevada, formándose ácido sulfhídrico y quedando el metal libre; el cloro dirige su acción á la par sobre el azufre y el radical, formando cloruro de azufre y un cloruro de dicho radical; si se le hace actuar en presencia del agua, se forman cloruro metálico y los ácidos clorhídrico y sulfúrico procedentes de la descomposición del cloruro de azufre, precipitándose además azufre. De una manera análoga obran el bromo y el yodo. La acción del oxígeno varía bastante según las condiciones en que se verifica; unos se transforman en sulfatos á una temperatura elevada; otros, en las mismas condiciones, se transforman en óxidos y desprenden gas sulfuroso; y otros, por último, desprenden también gas sulfuroso, pero queda el metal libre; si el oxígeno actúa en presencia del agua, los sulfuros se van apoderando de aquel poco á poco y se transforman en sulfatos, pasando algunos antes por el estado de hiposulfitos y sulfitos; esta transformación suele ir acompañada de notables aumentos de temperatura. El azufre transforma á muchos en polisulfuros. Los hidrácidos enérgicos atacan á casi todos los sulfuros desprendiendo gas sulfhídrico, y si son polisulfuros además se precipita el azufre excedente; este es uno de los medios que se emplean para diferenciarlos de los monosulfuros. El agua en vapor á una temperatura elevada transforma á muchos en óxidos, desprendiéndose hidrógeno sulfurado; el agua oxigenada les oxida formando un sulfato; los solubles absorben el gas sulfhídrico y producen

un sulfhidrato; los sulfidos se unen á los sulfuros electro-positivos para formar sulfosales.

Se preparan por combinación directa del azufre con el radical; por la acción del azufre ó del ácido sulfhídrico sobre un óxido de radical; reduciendo los sulfatos por el carbón; por la acción combinada del azufre y del carbón sobre un compuesto oxigenado; los insolubles se preparan por precipitación. Algunos otros procedimientos pueden seguirse, pero estos son los más generales.

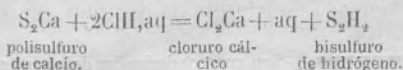
Se reconocen por muchas reacciones pero las más características son las siguientes: tratados por un ácido como el clorhídrico ó el sulfúrico, desprenden hidrógeno sulfurado que huele á huevos podridos; con los compuestos solubles de plomo, de plata y de algunos otros metales dan los solubles y el gas sulfhídrico, precipitados negros; con los de cadmio y con los compuestos solubles de arsénico, precipitados amarillos; con el nitroprusiato sódico toman las disoluciones de los sulfuros, y no las de ácido sulfhídrico, una coloración violada purpúrea muy sensible y característica.

Los polisulfuros se caracterizan y se diferencian de los monosulfuros y de los sulfhidratos porque tratados por un ácido desprenden hidrógeno sulfurado y además precipitan azufre, mientras que aquellos no hacen mas que desprender ácido sulfhídrico; los monosulfuros se diferencian de los sulfhidratos en que tratados unos y otros por un compuesto soluble, y que no esté ácido, de un metal como el plomo por ejemplo, los monosulfuros forman precipitado negro de sulfuro de plomo y los sulfhidratos, además desprenden hidrógeno sulfurado.

Muchos tienen aplicaciones importantes en Química, en Medicina, en Agricultura, en la industria y en las artes.

239 Bisulfuro de hidrógeno.— S_2H_2 .—Este compuesto descubierto por Thenard, es un líquido de aspecto oleaginoso, de color amarillo, que se cree es debido á un exceso de azufre, de olor desagradable é irritante; blanquea la piel y las mucosas como el agua oxigenada; más denso que el agua é insoluble en ella, pero soluble en el éter, siendo él disolvente del azufre: de 60° á 70° se descompone rápidamente en ácido sulfhídrico y azufre ($S_2H_2 = SH_2 + S$); igual descomposición experimenta espontáneamente pasado algún tiempo, cuando se le tiene encerrado en un tubo. Los cuerpos que actúan sobre el agua oxigenada lo hacen de una manera análoga sobre él; descolora también las tinturas azules vegetales.

Se prepara vertiendo una disolución de polisulfuro de calcio sobre ácido clorhídrico en exceso (no el ácido sobre el polisulfuro) contenido en un embudo de llave, en el fondo del cual se reúnen unas gotas amarillas oleaginosas que se separan del líquido restante abriendo la llave:



No están conformes los químicos acerca de la composición del persulfuro de hidrógeno, por la dificultad de tenerle químicamente puro; se le asigna la fórmula S_2H_2 por las grandes analogías que tiene con el agua oxigenada. Hofmann le atribuye la de S_2H_2 como resultado del análisis de una combinación de este cuerpo con la estricnina.

Combinaciones del selenio y telurio con el hidrógeno.

240. Ácido selenhídrico.— SeH_2 .—Este compuesto descubierto por Berzelius ha recibido los nombres de *ácido hidroselénico*, *selenido hidrico* é *hidrógeno seleniado*. Se cree que existe disuelto en ciertas aguas sulfhídricas acompañando al hidrógeno sulfurado.

Es un gas que aun no ha sido liquidado, incoloro, de olor fétido y repugnante, que produce la pérdida del olfato durante algunas horas, sabor que recuerda el del hidrógeno sulfurado; 2,83 veces más denso que el aire y 41 más que el hidrógeno; se disuelve en el agua á la que comunica sus propiedades; el calor y la electricidad le descomponen. Es un ácido muy débil cuyo hidrógeno puede ser sustituido por los metales para formar los seleniuros; es combustible y deletéreo; arde con llama azulada. El cloro, bromo, yodo y el oxígeno ejercen sobre él la misma acción que sobre el gas sulfhídrico.

Se le prepara tratando un seleniuro (el de potasio ó el de hierro) por el ácido clorhídrico ó el sulfúrico.

241. Seleniuros.—Son cuerpos derivados de la sustitución total ó parcial del hidrógeno del ácido selenhídrico por los radicales: si la sustitución del hidrógeno es parcial resultan los *selenhidratos*. Estos compuestos corresponden y son muy análogos á los sulfuros y sulfhidratos.

Son solubles los de los metales alcalinos é insolubles los demás. Se preparan por los mismos procedimientos que los sulfuros, con solo reemplazar en ellos el azufre por el selenio.

Se caracterizan por el olor á hidrógeno seleniado que desprenden tratados por los ácidos y porque dan, los solubles, precipitados de color de carne con las sales de manganeso y de zinc.

242. Ácido telurhídrico.— TeH_2 .—Ha recibido los nombres de *ácido hidrotelúrico*, *telúrido hidrico*, *hidrógeno telurado*.

Es un gas incoloro, transparente, de olor fétido que recuerda el del hidrógeno sulfurado; 4,53 veces más denso que el aire y 65,5 que el hidrógeno; se disuelve en el agua y comunica á la disolución sus propiedades; se descompone á una temperatura elevada y por la electricidad. Es un ácido muy débil, arde con llama azul y sobre él actúan el cloro, bromo, yodo y oxígeno, como sobre los ácidos sulfhídrico y selenhídrico.

Se prepara tratando un telururo (el de zinc) por el ácido clorhídrico ó el sulfúrico.

243. Telurnos.—Son cuerpos derivados de la sustitución del hidróge-

no del ácido telurhídrico por los radicales electro-negativos ó electro-positivos; si la sustitución es de solo un átomo de hidrógeno resultan los *telurhidratos*.

Son solubles los de los metales alcalinos; sus disoluciones tienen el color del vino de Oporto; se descomponen con mucha facilidad en contacto del aire dejando libre el teluro. Las demás propiedades y preparación de los telururos son análogas á las de los sulfuros y seleniuros.

Se caracterizan por la propiedad de desprender ácido telurhídrico por la acción de los ácidos.

Combinaciones de los cuerpos halógenos con los anfígenos.

244. Compuestos que forma el cloro con el oxígeno.

Existen analogías entre los compuestos resultantes de la combinación de los cuerpos halógenos con los anfígenos que han permitido formar series, algunas bastante completas. Los que forma el oxígeno con los halógenos son casi todos anhídridos de otros tantos ácidos que hay que estudiar al lado de aquellos

Los compuestos binarios de cloro y oxígeno que hasta el día se han logrado aislar, son:

Anhídrido hipocloroso. Cl_2O

» cloroso.. . . . Cl_2O_3

Peróxido de cloro.. . . . Cl_2O_4

Los dos anhídridos reaccionando con el agua originan los ácidos respectivos á los que hay que agregar otros dos, cuyos anhídridos aún no se conocen. Estos cuatro ácidos forman una serie heteróloga (107) cuyo eje es el ácido clorhídrico del que se derivan por adición de uno ó más átomos de oxígeno:

Acido clorhídrico.. . . . ClH

» hipocloroso. ClHO

» cloroso.. . . . ClHO_2

» clórico.. . . . ClHO_3

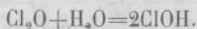
» perclórico.. . . . ClHO_4

245. Anhídrido hipocloroso.— Cl_2O .—Peso molecular.=87.

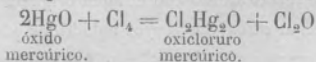
Fué descubierto por Balard. Es gaseoso á la temperatura y presión ordinaria, de color amarillo rojizo poco intenso, de olor fuerte é irritante que recuerda el del cloro y el del yodo; su densidad es 2,977 y con relación al hidrógeno 43,5; sometido á una temperatura de pocos grados bajo cero, se condensa en un líquido de color amarillo rojizo fuerte, más denso que el agua y que hierve á $+20^\circ$; en cambio si se le somete á una pequeña elevación de temperatura se descompone

con facilidad y á veces detonando y con desprendimiento de calor (7,6 calorías) y de luz, produciéndose una mezcla de dos volúmenes de cloro y uno de oxígeno; la luz tambien le descompone pero lentamente y sin detonación.

Corresponde (92) al tipo agua (H_2O) en el que los dos átomos de hidrógeno están sustituidos por dos de cloro (Cl_2O). Su principal carácter es ser un oxidante enérgico por la facilidad con que se desdobra en oxígeno y cloro en presencia de ciertos cuerpos, así es que todos los que son fácilmente oxidables como el azufre, arsénico, potasio, etc., se queman en él produciendo una detonación. Mezclado con hidrógeno y haciendo llegar á la mezcla los rayos solares detona fuertemente; el agua disuelve 200 volúmenes de este gás transformándole en ácido hipocloroso:



20 *Preparación.*—Se prepara sometiendo el óxido mercúrico, obtenido por precipitación y desecado á una temperatura de 300° , á la acción de una corriente de cloro bien seco: se forma cloruro mercúrico que queda unido al óxido no descompuesto formando un oxiclورو, y se desprende el anhídrido hipocloroso. Esta preparación está fundada en que las 7,6 calorías que necesita absorber este anhídrido para formarse, las toma de las 31,4 que se producen por la combinación del cloro con el mercurio para formar el cloruro mercúrico:



La operación se practica en un tubo de vidrio D, E (fig. 49) en el que se coloca el óxido mercúrico y por uno de cuyos extremos D se hace llegar gás cloro producido en un matraz A, lavado en un frasco B y desecado en un tubo C; el gás anhídrido hipocloroso se recoge en cuba de mercurio ó mejor en seco, porque muy pronto comienza á descomponerse en contacto con el mercurio; si se le quiere tener líquido se le hace pasar por un tubo F en U rodeado de una mezcla frigorífica G, desde el cual pasa á un frasco H en el que se le recoge. Es cuerpo que debe manejarse con precaución por la facilidad con que detona, muchas veces sin causa conocida.

Se le analiza descomponiéndole por la acción de la luz ó por la del calor y absorbiendo el cloro por una lejía de potasa.

246. Ácido hipocloroso. — $ClOH$. — *Peso molecular* = 52,5. — Es líquido amarillo, de olor característico que recuerda el del cloro,

sabor picante; se descompone con gran facilidad cuando está concentrado, aún á la temperatura de 0°, por lo cual conviene tenerle siempre diluido en agua; los rayos solares le transforman en los ácidos clorhídrico y perclórico. Es un oxidante muy enérgico que convierte á algunos cuerpos como el bromo, el yodo, el azufre, el selenio, el telurio, el fósforo, el arsénico, el boro, el silicio y á muchos metales, en sus compuestos mas oxigenados; decolora rápidamente las mate-

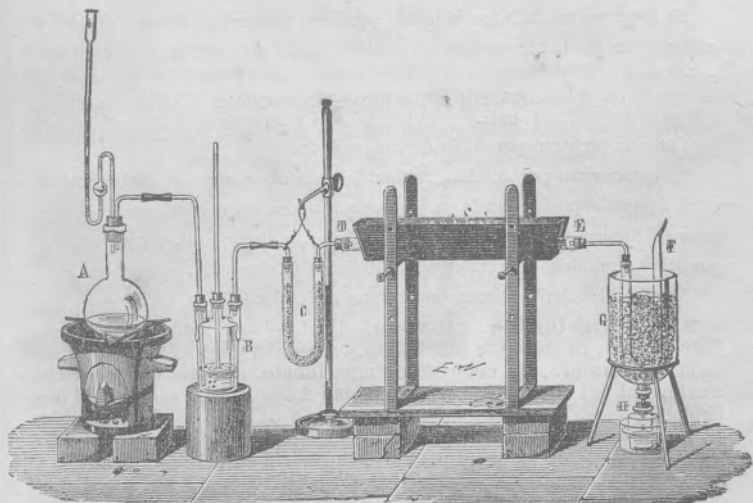
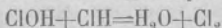


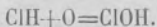
Fig. 49.—Preparación del anhídrido hipocloroso líquido.

rias colorantes, como el añil, el tornasol, etc.; su acción en este caso es doble que la del cloro puesto que obra por este y por el oxígeno. El ácido clorhídrico reaccionando sobre él produce agua y cloro libre:



Corresponde al tipo agua sencillo en el que un átomo de hidrógeno ha sido reemplazado por uno de cloro.

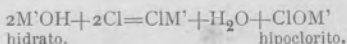
Se prepara haciendo llegar una corriente de cloro sobre agua que tenga en suspensión óxido mercúrico ó carbonato cálcico (Williamson). También puede prepararse oxidando el ácido clorhídrico por el permanganato potásico:



Tiene muchas aplicaciones, pero casi siempre se emplean sus derivados los hipocloritos.

247. Hipocloritos (ClOM').—Son las sales resultantes de la sustitución del hidrógeno del ácido hipocloroso por los metales. Todos son solubles en el agua; el calor les descompone transformándoles en cloruro y clorato; los ácidos clorhídrico, sulfúrico y otros, los descomponen también dejando el ácido hipocloroso en libertad, si los hipocloritos son puros, pero si contienen, como generalmente sucede, algo de cloruro, con el ácido sulfúrico desprenden cloro en vez de ácido hipocloroso. Son oxidantes muy poderosos.

Se preparan tratando los hidratos metálicos por una corriente de cloro y cuidando de que la temperatura no se eleve mucho para que no se transformen en cloratos:

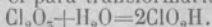


Otros se preparan por doble descomposición.

Se caracterizan por su olor debido á la descomposición que continuamente están experimentando; por la propiedad que tienen sus disoluciones de decolorar las tinturas vegetales como la de índigo y la de tornasol; porque tratados por ácido clorhídrico diluido en agua, desprenden cloro, etc.

Muchos hipocloritos tienen importantes aplicaciones en la industria.

248. Anhídrido cloroso.— Cl_2O_3 .—*Peso molecular*=119.—Este cuerpo, descubierto por Millon, es un gas que se liquida á una baja temperatura, de color verde amarillento, de olor muy intenso análogo al del cloro; tiene por densidad 2,646 y 59,5 respecto al hidrógeno; á $+57^\circ$ se descompone en cloro y oxígeno con detonación; es también muy oxidante; el agua disuelve seis volúmenes de este gas, reaccionando sobre él para transformarle en ácido cloroso:

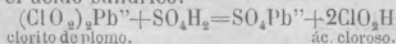


Se forma por la acción del anhídrido ó del ácido nitroso sobre el ácido clórico; aquel pasa á ácido nítrico y este á anhídrido cloroso; pero la dificultad de emplear el ácido nitroso ya formado y para evitar además el empleo del ácido clórico libre, en la práctica se hace esta preparación valiéndose de una mezcla de ácido nítrico, de anhídrido arsenioso y de clorato potásico; los dos primeros cuerpos producen ácido nítrico y este reacciona sobre el ácido clórico del clorato, transformándose nuevamente en ácido nítrico; la reacción debe comenzarse con poco calor y el gas se recoge en seco, como el cloro:



Acido cloroso.— ClO_2H .—*Peso molecular*=68,50.—Es liquido de color amarillo verdoso, lo mismo que su disolución acuosa; oxidante muy enérgico; decolora rápidamente las sustancias vegetales. Es un ácido muy débil y monobásico.

Se prepara disolviendo en agua su anhídrido ó tratando el clorito de plomo por el ácido sulfúrico:



249. Cloritos.— $\text{ClO}_2\text{M}'$.—Son sales resultantes de la sustitución del hidrógeno del ácido cloroso por los metales. Sólidos, cristalizables, solubles todos en el agua, siéndolo poco el de plata y el de plomo; tratados por los ácidos aún los más débiles, dejan en libertad el ácido cloroso; son muy inestables y descolorantes. Se preparan combinando directamente el ácido cloroso con las bases y algunos por doble descomposición.

250. Peróxido de cloro.— Cl_2O_4 ó ClO_2 .—*Peso molecular*.. 135. —Este cuerpo descubierto por Davy, se le conoce además con los nombres de *ácido hipoclorítico* y de *hipoclorido*.

Es un gas que se liquida á -20° y se solidifica á -70° ; de color amarillo claro, olor aromático y sabor dulce; su densidad es 2,313 y referida al hidrógeno 33,75, siendo anormal pues corresponde á cuatro volúmenes, por lo cual, y para incluir á este cuerpo en la regla general, algunos representan su molécula por ClO_2 que corresponde á 2 volúmenes y su peso molecular sería entonces 67,5; es bastante soluble en el agua con la que forma á 0° un hidrato sólido; la disolución tiene las propiedades del gas pero es muy poco estable, desdoblándose en ácido cloroso y ácido clórico; el calor y la luz le descomponen con detonación en cloro y oxígeno. Tiene un poder oxidante y descolorante muy enérgico; tratado por las bases forma cloratos y cloritos.

Se prepara formando una pasta con clorato potásico fundido y en polvo que se vá echando poco á poco sobre ácido sulfúrico concentrado; se coloca esta mezcla en un tubo cerrado por un extremo y á cuya estremidad abierta se adapta otro de desprendimiento para recoger el gas en seco ó dirigirle á un matraz colocado en una mezcla frigorífica donde se condensa en estado líquido; se calienta con precaución y en baño maría el tubo que contiene la mezcla para evitar una explosión:



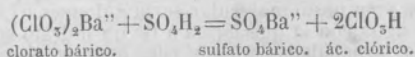
También puede prepararse sustituyendo en la reacción anterior el ácido sulfúrico por el oxálico.

Se emplea como oxidante enérgico que es, para peroxidar algunos compuestos orgánicos y para destruir los materiales con los que pueden estar mezcladas las sustancias venenosas en algunas investigaciones de la Toxicología. Para estos usos se valen los químicos del gas que se desprende cuando se trata el clorato potásico por el ácido clorhídrico, que ha recibido el nombre de *euclorina*, y cuyas propiedades son muy parecidas á las del peróxido de cloro; está constituido por una mezcla de este cuerpo y de gas cloro ($3\text{ClO}_2 + 9\text{Cl}$) y no es una especie química como creyeron algunos.

251. Ácido clórico.— ClO_3H .—*Peso molecular* = 84,5. —Este ácido, cuyo anhídrido no ha sido aislado aún, fué descubierto por Gay-Lussac, si bien antes ya había Berthollet conocido y estudiado algunos cloratos. Es líquido de consistencia de jarabe, incoloro cuando está puro, pero ordinariamente es algo amarillento, de olor penetrante

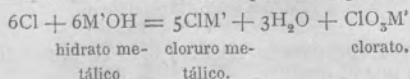
á cloro y sabor muy ácido; se disuelve en el agua en todas proporciones; es poco estable á la temperatura ordinaria; á 40° comienza á descomponerse bastante y á 100° se transforma rápidamente en agua, cloro, oxígeno y ácido perclórico ($4\text{ClO}_3\text{H} = \text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl} + \text{O}_2 + 2\text{ClO}_4\text{H}$). Es un ácido monobásico bastante enérgico, que enrojece fuertemente la tintura de tornasol y de un poder oxidante y descolorante muy considerable; reacciona sobre los hidrácidos quedando cloro libre.

Se prepara tratando el clorato potásico por el ácido hidrofluosilícico y mejor por el clorato de bario en disolución y el ácido sulfúrico, separando por filtración el sulfato bórico y concentrando el líquido en el vacío:



22 **252. Cloratos.**— $\text{ClO}_3\text{M}'$ —Resultan de la sustitución del hidrógeno del ácido clórico por los metales. Son sólidos, cristalinos, solubles todos en el agua; se descomponen por el calor transformándose en cloruros y desprendiendo oxígeno. Son muy oxidantes por la facilidad con que ceden el oxígeno á los cuerpos ávidos de él, ya por el calor, ya por un choque ó por la acción de un ácido enérgico, como el sulfúrico; en muchos de estos casos se producen fuertes detonaciones y siempre combustiones rápidas.

Pueden prepararse por la acción directa del ácido clórico sobre los metales ó sobre sus óxidos ó carbonatos; pero generalmente se obtienen actuando el cloro sobre los hidratos metálicos á una temperatura superior á la ordinaria:



También se preparan algunos por doble descomposición.

Se reconocen porque echados sobre carbones encendidos avivan la combustión (deflagran); mezclados con un poco de azufre, de carbón ó de cualquiera otra sustancia ávida de oxígeno y golpeando la mezcla con un martillo, se produce una detonación; mezclados con azúcar ó con almidón y haciendo caer sobre la mezcla una gota de ácido sulfúrico, entra en combustión toda la masa. Se diferencian de los cloritos é hipocloritos en que no descoloran directamente como estos las materias colorantes, siendo necesario ponerles previamente en contacto con un ácido.

Son cuerpos de muchas aplicaciones como se verá al estudiarles.

23 **253. Ácido perclórico.**— ClO_4H —*Peso molecular.*—100,5.—Descubierto por F. Stadión en 1814. Es líquido, incoloro, si está puro, su densidad 1,782 á 18°,5; muy ávido de agua produciendo al echarle

sobre ella un ruido como el de un hierro enrojecido; sometido á un descenso de temperatura se transforma en una masa blanca y cristalina; es muy poco estable, no se le puede conservar durante mucho tiempo, pues aún dentro de un tubo cerrado herméticamente á la lámpara y conservado en la oscuridad, se descompone á los pocos dias con explosión; unido al agua es mucho mas estable; á 110° hierve sin experimentar ninguna alteración, siendo bajo este concepto el mas estable de los ácidos del cloro; á una temperatura más elevada se descompone y puede detonar.

Es monobásico y bastante enérgico, ataca á la piel y produce la combustión del papel y de la madera, cuando se le calienta á poca temperatura en contacto de dichas sustancias. Se combina con el agua con la que forma varios hidratos; uno de la fórmula $\text{ClO}_4\text{H}, \text{H}_2\text{O}$ que se produce cuando al ácido perclórico se le añade una molecula de agua, y es sólido, cristalino, fusible á 50° y fumante al aire. Destilando el ácido perclórico á 208° se descompone, formándose un hidrato ($\text{ClO}_4\text{H}, 2\text{H}_2\text{O}$) que es líquido oleaginoso, incoloro é inodoro y su densidad 1,65.

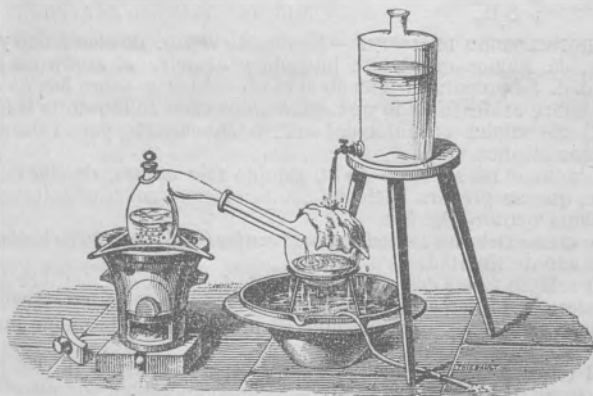
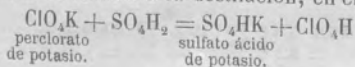


Fig. 50. — Preparación del ácido perclórico.

Se prepara tratando una disolución concentrada de perclorato potásico por el ácido hidrofluosilícico y mejor por el sulfúrico ó el fosfórico y sometiendo la mezcla á la destilación, en el aparato fig. 50.



Puede reemplazarse la disolución del perclorato por otra de clorato potásico.

Alguna vez se emplea como reactivo en análisis química la disolución de ácido perclórico.

254. Percloratos.— $\text{ClO}_4\text{M}'$ —Son las sales resultantes de sustituir el hidrógeno del ácido perclórico por los metales. Sólidos, cristalizan y se disuelven todos en el agua, siendo el menos soluble el potásico; echados sobre carbones encendidos avivan menos la combustión que los cloratos y necesitan más temperatura que estos para descomponerse en cloruro y oxígeno; tratados por ácidos enérgicos, como el sulfúrico ó el fosfórico, dejan libre el ácido perclórico; los demás ácidos no les descomponen si no forman compuestos insolubles con el metal del perclorato.

Se preparan tratando algunos metales, ó sus hidratos ó carbonatos, por el ácido perclórico; también pueden prepararse por la acción del calor sobre los cloratos y por doble descomposición.

255. Cloruros de azufre, de selenio y de telurio.—El cloro forma con el azufre dos cloruros que corresponden á los compuestos que forma con el hidrógeno:

al SH_2 corresponde el SCl_2 (*bicloruro de azufre*)
 » S_2H_2 » S_2Cl_2 (*protocloruro de azufre*).

PROTOCLORURO DE AZUFRE.—Es líquido rojizo, de olor fétido y picante, dá humos en el aire húmedo y disuelve al azufre en gran cantidad. Se prepara dirigiendo el cloro bien seco sobre flor de azufre ó sobre azufre fundido y en esceso, colocado en la retorta D (figura 51) Se emplea en unión del sulfuro de carbono para vulcanizar la goma elástica.

BICLORURO DE AZUFRE.—Es un líquido rojo oscuro, de olor repugnante, que se prepara haciendo actuar el cloro sobre el anterior en el mismo aparato (fig 51).

Se cree exista un *tetracloruro de azufre* (Cl_4S) pero no se le conoce en estado de libertad.

El selenio forma dos cloruros el *protocloruro de selenio* (Cl_2Se_2) y el *tetracloruro* (Cl_4Se); el primero es líquido, pardo y volátil y el segundo sólido, cristalino y volátil; ambos se preparan por la unión directa del cloro con el selenio.

El telurio forma también dos cloruros; un *bicloruro* (Cl_2Te) y un *tetracloruro* (Cl_4Te) ambos volátiles y descomponibles por un esceso de agua.

Combinaciones del oxígeno, azufre, selenio y telurio con el bromo.

256. Oxácidos que forma el bromo.—No se conoce ninguno de los anhídridos de los oxácidos del bromo y la serie de estos está bas-

tante incompleta, puesto que no se conocen más que el *hipobromoso* ($BrOH$), el *brómico* (BrO_3H) y el *perbrómico* (BrO_4H). Las fórmulas de estos ácidos son iguales á las de los correspondientes del cloro y así como estos se suponen derivados del ácido clorhídrico por oxidación, los del bromo puede suponerseles derivados del ácido bromhídrico.

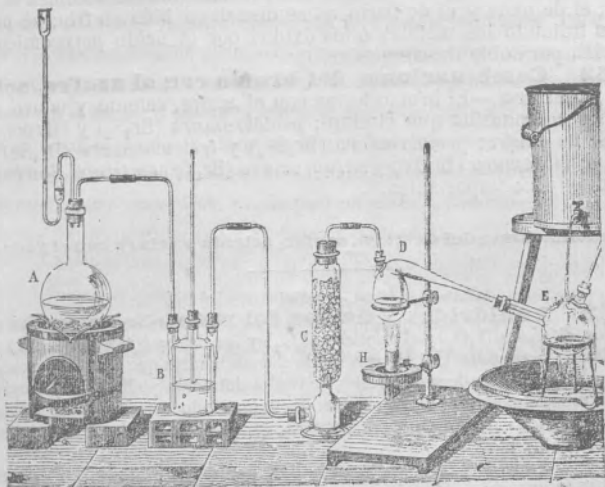


Fig. 51.—Aparato para la preparación de los cloruros de azufre.

257. Acido hipobromoso.— $BrOH$.—Este acido no se le conoce mas que en disolución acuosa pues cuando se intenta deshidratarle se descompone; su disolución es descolorante como la del ácido hipocloroso y se descompone por el calor separándose bromo y produciéndose ácido brómico. Se prepara agitando el bromo con óxido de mercurio ó de platino en presencia del agua.

258. Hipobromitos.— $BrOM'$.—Los hipobromitos resultan de sustituir el hidrógeno del ácido hipobromoso por los metales. Se producen, á la par que un bromuro, cuando se agrega bromo poco á poco á las disoluciones de los hidratos alcalinos, cuidando de que no se eleve la temperatura. Son descolorantes como los hipocloritos á los que reemplazan en algunas aplicaciones.

259. Acido brómico.— BrO_3H .—No se le conoce tampoco más que en disolución concentrada que es incolora, oleaginosa y muy ácida; posee como el ácido clórico un gran poder oxidante y descolorante; el calor le descompone en bromo, oxígeno y agua. Se prepara tratando el bromato de bario por el ácido sulfúrico, filtrando para separar el precipitado de sulfato bárico y concentrando el líquido.

260. Bromatos.— BrO_3M' .—Resultan de la sustitución del hidrógeno del ácido brómico por los metales. Son insolubles en el agua los de plata, plomo y mercurioso y solubles los demás; el calor los descompone dando unos, oxígeno y un bromuro y otros, como los de magnesio, zinc, y aluminio, dan bromo, oxígeno y óxido metálico; detonan como los cloratos. Se preparan añadiendo

do bromo á la disolución concentrada de un álcali, formándose bromuro y bromato que se separan por cristalización; pueden prepararse por medio del pentacloruro de bromo y un álcali y también por doble descomposición.

261. Ácido perbromico.— BrO_4H —*Perbromatos.*— BrO_4M —El ácido es un líquido oleaginoso é incoloro, que se prepara tratando el ácido perclórico por el bromo. Los perbromatos son solubles en el agua; el de plata y el de bario no se disuelven bien en frío; se preparan tratando los metales ó los óxidos por el ácido perbromico y también por doble descomposición.

262. Combinaciones del bromo con el azufre, selenio y teluro.—El bromo forma con el azufre, selenio y teluro los mismos compuestos que el cloro; *protobromuro* (Br_2S_2) y *bibromuro* (Br_2S) de azufre; *protobromuro* (Br_2Se_2) y *tetrabromuro* (Br_4Se) de selenio; *bibromuro* (Br_2Te) y *tetrabromuro* (Br_4Te) de teluro. Son cuerpos muy poco importantes.

Combinaciones del oxígeno, azufre, selenio y teluro con el yodo.

263. Anhídridos y ácidos del yodo—Se conocen dos anhídridos, el *yódico* (I_2O_5) y el *peryódico* (I_2O_7) y los ácidos *hipoyodoso* (IOH) *yódico* (IO_3H) y *peryódico* (IO_4H) que de la misma manera que sus análogos del cloro y del bromo puede suponerseles derivados del ácido yodhídrico por oxidación. Trabajos modernos hacen suponer que sometiendo á la acción de una corriente eléctrica el vapor de yodo mezclado con oxígeno, se llegarán á producir todos sus anhídridos.

264. Ácido hipoyodoso.— IOH .—*Hipoyoditos.*— IOM —Tanto el ácido como sus sales no se conocen bien y únicamente se admite que se forman cuando se tratan las disoluciones alcalinas por el yodo, pero queda siempre un exceso de este que enmascara las propiedades de aquellos y cuando se intenta separarlos se descomponen.

265. Anhídrido yódico.— I_2O_5 —Es sólido, cristalino, blanco, se descompone por la acción del calor en yodo y oxígeno y tratado por el agua se transforma en ácido yódico. Se prepara sometiendo este ácido á la temperatura de 170° para que se separe una molécula de agua.

266. Ácido yódico.— IO_3H .—Es sólido, cristaliza en tablas exagonales transparentes é incoloras ó con una ligera coloración amarillenta; su densidad 4,809; soluble en el agua; el calor le descompone primero en agua y anhídrido yódico y despues en agua, yodo y oxígeno; es oxidante enérgico que cede con facilidad su oxígeno cuando se le calienta con sustancias ávidas de este, pero sin producir detonación; los cuerpos reductores le descomponen dejando el yodo libre: esta misma acción ejercen sobre él ciertas sustancias orgánicas como la morfina, por lo que se emplea como reactivo para el reconocimiento de algunos alcaloides; el ácido yodhídrico reacciona sobre el yódico como el clorhídrico sobre el clórico, formándose agua y yodo libre.

Se prepara oxidando el yodo por el cloro ó el ácido nítrico; tratando el ácido clórico por el yodo, ó precipitando una disolución de yodato bórico por el ácido sulfúrico.

267. Yodatos.— $\text{IO}_3\text{M}'$.—Sales análogas á los cloratos y bromatos. Son pocos solubles y se descomponen por el calor, unos desprendiendo oxígeno y transformándose en yoduros y otros desprendiendo oxígeno y yodo y dejando como residuo el óxido metálico; mezclados con sustancias combustibles detonan por el calor ó la percusión. Se preparan por la acción del yodo sobre las disoluciones de los álcalis, ya directamente, ya haciendo actuar al mismo tiempo el cloro; también se preparan añadiendo yodo á la disolución de un clorato y adicionando una gota de ácido nítrico para provocar la reacción.

268. Anhídrido peryódico.— I_2O_7 .—Es sólido, cristalino, blanco, descomponible por el calor en oxígeno y anhídrido yódico y por último en oxígeno y yodo; el agua le transforma en ácido peryódico. Se prepara sometiéndolo á la temperatura de 160° para separar el agua: $(\text{IO}_4\text{H})_2 - \text{H}_2\text{O} = \text{I}_2\text{O}_7$.

269. Ácido peryódico.— IO_4H .—Es también sólido, cristaliza en prismas romboidales, incoloro, muy soluble en el agua y delicuescente; á 136° se funde y á 160° se desdobra en anhídrido y agua; es un oxidante bastante enérgico porque cede el oxígeno, dejando el yodo libre. Se prepara tratando el peryodato de plomo por el ácido sulfúrico, ó el ácido perclórico por el yodo. Se emplea alguna vez como reactivo de las sales de sodio.

270. Peryodatos — $\text{IO}_4\text{M}'$.—Se derivan de la sustitución del hidrógeno del ácido peryódico por los metales. Sólidos, insolubles ó muy poco solubles en el agua la mayor parte de ellos; el calor los descompone unos en oxígeno y yoduro y otros en oxígeno, yodo y óxido metálico; detonan con los cuerpos combustibles. Se preparan uniéndolos directamente el ácido peryódico con las bases ú oxidando los yodatos por el cloro ó por doble descomposición.

271. Combinaciones del yodo con el azufre, selenio y telurio.—Se conocen un *protoyoduro de azufre* (I_2S_2) y un *biyoduro* (I_2S) correspondientes á los cloruros y bromuros de azufre y además otro yoduro de la fórmula (I_6S). Un *protoyoduro* (I_2Se_2) y un *tetrayoduro* (I_4Se) de selenio y un *biyoduro* (I_2Te) y un *tetrayoduro* (I_4Te) de telurio, correspondientes á los cloruros y bromuros de telurio.

El fluor se combina con el azufre y con el telurio; no es conocida la fórmula del *fluoruro de azufre*, pero sí la del *tetrafluoruro de telurio* (Fl_4Te).

Combinaciones de los metaloides didinamos entre sí.

27

272. Combinaciones del oxígeno con el azufre.—

Estos dos cuerpos forman los compuestos siguientes:

Anhídrido sulfuroso.	SO_2
» sulfúrico.	SO_3
» persulfúrico.	S_2O_7

Estos anhídridos reaccionando con el agua forman los ácidos respectivos; se conocen además otros ácidos cuyos anhídridos no han sido aislados aún. Los oxácidos del azufre se han dividido en dos series llamadas *sulfúrica* y *thiónica*, según que en ellos sea constante la cantidad de azufre ó la de oxígeno:

<i>Série sulfúrica.</i>		<i>* Série thiónica.</i>	
Acido hidrosulfuroso.. . .	SO_2H_2	Acido ditiónico.. . .	$\text{S}_2\text{O}_6\text{H}_2$
» sulfuroso.. . .	SO_3H_2	» tritiónico.. . .	$\text{S}_3\text{O}_6\text{H}_2$
» sulfúrico.. . .	SO_4H_2	» tetrathiónico.. . .	$\text{S}_4\text{O}_6\text{H}_2$
» persulfúrico.. . .	$\text{S}_2\text{O}_8\text{H}_2$ ó SO_4H	» pentathiónico.. . .	$\text{S}_5\text{O}_6\text{H}_2$

Apéndice.

» sulfosulfúrico ó hiposulfuroso. $\text{S}_2\text{O}_3\text{H}_2$

Los de la série sulfúrica se derivan del ácido sulfhídrico por adición de átomos de oxígeno.

273. Combinaciones del oxígeno con el selenio y el telurio.—Estos cuerpos forman los anhídridos y ácidos siguientes:

Anhídrido selenioso.. .	SeO_2	Acido selenioso.. . .	SeO_3H_2
» teluroso.. . .	TeO_2	» selénico.. . .	SeO_4H_2
» telúrico.. . .	TeO_3	» teluroso.. . .	TeO_3H_2
		» telúrico.. . .	TeO_4H_2

Estos ácidos se derivan respectivamente del selenhídrico y telurhídrico.

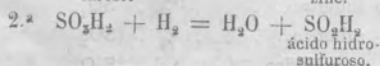
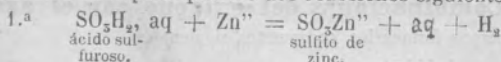
ÁCIDO HIDROSULFUROSO.— SO_2H_2 .

Peso molecular. . . . 66.

274. HISTORIA Y SINONIMIA.—Descubierto por Schützenberger en 1869; se llama también *ácido hidrosulfúrico* y *bihidrato de sulfurilo*.

275. Circunstancias en que se forma.—Es muy inestable y se forma al mismo tiempo que el sulfito correspondiente cuando se añade zinc á una disolución de ácido sulfuroso; el líquido toma color amarillo y adquiere propiedades reductoras más energicas que las de aquella disolución, descolorando rápidamente el añil y el tornasol. En este líquido fué donde Schützenberger descubrió el ácido hidrosulfuroso; tratado por ácido sulfúrico muy diluido en agua toma color anaranjado intenso y aumenta su poder descolorante, se pone opalino al poco tiempo y deja sedimentar azufre.

Su formación se explica por las dos reacciones siguientes:



Se conoce la sal de sodio de este ácido ó sea el hidrosulfito de sodio (SO_2HNa) que es algo más estable que él; absorbe con facilidad el oxígeno y se transforma en sulfito ácido de sodio (SO_3HNa); reduce las sales de cobre, de plomo y de mercurio, precipitando los metales respectivos. Se obtiene sometiendo á la electrolisis el sulfito ácido de sodio; el hidrógeno reduce al sulfito y le transforma en hidrosulfito.

ANHIDRIDO (SO_2) y ÁCIDO (SO_3H_2) SULFUROSOS.

Peso molecular del anhídrido... 64.

Peso molecular del ácido... 82.

276. HISTORIA.—Conocido el anhídrido desde muy antiguo, no se le distinguió de otros gases hasta el siglo XVIII en que le estudiaron Priestley, Lavoisier y Berthollet. Gay-Lussac y Berzelius fijaron su composición. Se le conoce con los nombres de *ácido sulfuroso anhídrido*, *sulfurilo* y con el vulgar de *tufo de pajuelas*.

277. Estado en la naturaleza.—Es uno de los gases que se exhalan en las erupciones de los volcanes y en las solfataras.

278. Propiedades físicas.—Gás diáfano, que sometido á la temperatura de -10° ó á la presión de 3 atmosferas, se transforma en un líquido muy movable que se solidifica á -79° por medio del ácido carbónico sólido y el éter, ó por evaporación rápida de una parte de él, en una masa cristalina parecida á los copos de nieve. En los tres estados es incoloro, de olor sofocante á pajuelas, de sabor ácido; su densidad 2,234 y con relación al hidrógeno 32; la del líquido es 1,45; muy soluble en el agua; un volumen de esta á 0° disuelve 79,79 volúmenes de dicho gás y á 20° solo 39,37; también se disuelve en el alcohol; estas disoluciones tienen el mismo olor que el gás.

A la temperatura de -79° se funde el anhídrido sulfuroso sólido y á la de -10° hierve el líquido; si á este se le echa sobre una lámina de platino al rojo, toma el estado esferoidal y haciendo caer entonces sobre él unas gotas de agua se congelan rápidamente, produciéndose el fenómeno curioso de formarse hielo sobre una lámina metálica enrojecida. El anhídrido sulfuroso líquido se evapora rápidamente produciendo un descenso de temperatura tan considerable que pueden solidificarse el mercurio y liquidarse algunos gases como el cloro, el cianógeno y el amoníaco. El anhídrido sulfuroso se disocia á la temperatura de 1200° ; para conseguirlo no hay mas que hacerle atravesar por un tubo de porcelana PP (fig. 52) por cuyo eje atraviesa otro más delgado L L de latón plateado; el primero se calienta á 1200° .

y el segundo se mantiene á 10° próximamente por un chorro de agua fría que pasa por su interior; en el espacio intertubular se hace pe-

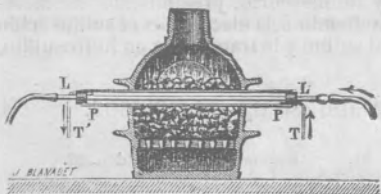
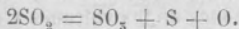


Fig. 52.—Disociación del anhídrido sulfuroso.

netrar gás sulfuroso que seguirá la dirección TT'; éste se descompone en parte, en azufre que forma sulfuro de plata negro en la superficie del tubo L L plateado y oxígeno que oxida al gás sulfuroso no descompuesto formando anhídrido sulfúrico



279. Propiedades químicas.—Cuando está completamente seco no enrogece el papel azul de tornasol; es muy reductor por la tendencia que tiene á formar ácido sulfúrico; descolora muchas materias colorantes formando primero con ellas un compuesto blanco y terminando por destruirlas; introduciendo en una probeta llena de dicho gás una flor encarnada, se vuelve blanca al poco rato, recordando su color si se la introduce en ácido sulfúrico diluido en agua. No sirve para la combustión ni él arde; una cerilla encendida se apaga dentro de una campana llena de este gás; tampoco sirve para la respiración; cuando se le respira aunque sea por poco tiempo, produce sofocación y hace toser y estornudar con violencia.

La molécula del anhídrido sulfuroso es abierta ó incompleta (—O"—S"—O"—) teniendo dos dinamicidades por saturar; es por lo tanto un *radical diatómico* que ha recibido el nombre de *sulfurilo*; su molécula puede completarse por dos átomos monodinamos ó por un didinamo; funciona en las reacciones respondiendo á esta constitución.

Los cuerpos que se combinan con su oxígeno produciendo más calor que el que se produce en su formación, le reducen.

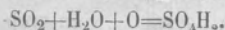
El hidrógeno actúa sobre él de diversas maneras; unas veces le descompone á una temperatura elevada, formándose agua y azufre que queda libre ($\text{SO}_2 + \text{H}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{S}$); otras veces produce agua y gás sulfhídrico ($\text{SO}_2 + \text{H}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{SH}_2$) y otras por último satura á la mo-

lécula del gas sulfuroso formando el ácido hidrosulfuroso, de que ya se ha tratado.

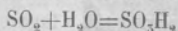
El cloro se combina directamente con el anhídrido sulfuroso; exponiendo á los rayos solares una mezcla de volúmenes iguales de ambos cuerpos se forma el compuesto SO_2Cl_2 llamado *cloruro de sulfuro*, *ácido cloro-sulfúrico* ó *cloraldehído sulfúrico*. El yodo forma un compuesto análogo (SO_2I_2).

El oxígeno á una temperatura elevada y en presencia de la esponja de platino, se combina con el gas sulfuroso formándose anhídrido sulfúrico ($\text{SO}_2 + \text{O} = \text{SO}_3$) y si la mezcla de ambos cuerpos se somete á la acción de corrientes eléctricas, se forma el anhídrido persulfúrico ($2\text{SO}_2 + \text{O}_3 = \text{S}_2\text{O}_7$).

En presencia del agua se unen á la temperatura ordinaria el oxígeno y el gas sulfuroso formándose ácido sulfúrico:



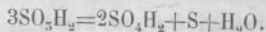
El agua forma con el anhídrido sulfuroso el ácido sulfuroso



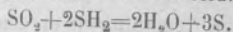
se admite que este ácido bibásico es el que existe en las disoluciones acuosas de aquel por lo cual enrojecen el tornasol.

Sometiendo á descensos de temperatura las disoluciones acuosas concentradas de gas sulfuroso, se han obtenido unos cristales cúbicos que Doeping supone tienen la composición del ácido sulfuroso (SO_3H_2). Pierre ha obtenido un hidrato de este ácido ($\text{SO}_3\text{H}_2, 8\text{H}_2\text{O}$) en cristales parecidos á los del nítro, haciendo pasar una corriente de gas sulfuroso por una disolución acuosa de este gas á -6° .

La disolución del ácido sulfuroso marca una densidad de 1,04 y sometida á 250° en tubos cerrados á la lámpara, se desdobra en azufre y ácido sulfúrico



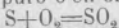
El agua oxigenada transforma á este anhídrido en ácido sulfúrico ($\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{SO}_4\text{H}_2$). Los gases sulfhídrico, selenhídrico y telurhídrico en presencia de la humedad actúan sobre él formándose agua y quedando libres el azufre, el selenio ó el telurio:



Los ácidos del cloro, bromo y yodo y muchas de sus sales son reducidos por él.

280 Preparación.—Se puede preparar el gas sulfuroso por medios sintéticos y por medios analíticos. Como ejemplo de los pri-

meros puede citarse la combustión del azufre libre, ó el de los sulfuros metálicos, en el oxígeno puro ó en el aire:



Los segundos están fundados en la desoxidación del ácido sulfúrico por cuerpos reductores que pueden ser los metales, algunos metaloides como el azufre y el carbon, ciertas sustancias orgánicas, etc. Los metales que generalmente se emplean para esta preparación son el cobre ó el mercurio:



El aparato consiste (fig. 53) en un matraz A ó retorta de vidrio en el que se colocan el cobre y el ácido sulfúrico; á su boca se ajusta un tubo de desprendimiento B para recoger el gas en probetas C en la cuba de mercurio; la reacción hay que favorecerla por el calor, cuidando de regular este porque la masa colocada en el matraz puede aumentar de volumen y llegar á obstruir el tubo de desprendimiento; con el mercurio la operación marcha con más regularidad.

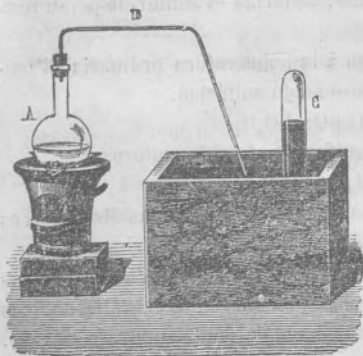


Fig. 53.—Preparación del anhídrido sulfuroso.

LIQUEFACCIÓN DEL GAS SULFUROSO.—Si se quiere liquidar el gas se le dirige desde el matraz *a* de donde se desprende á un tubo de desecación BD (fig. 54) que contenga fragmentos de cloruro cálcico, y por último á un tubo en U rodeado de una mezcla *e* de hielo y sal comun; el líquido resultante desciende á un frasco *f*; se le conserva en un tubo de vidrio resistente provisto de dos llaves tambien de vidrio y que le cierran herméticamente ó en un matraz pequeño cuyo cuello se cierra por medio de la lámpara de esmaltar.

Para tener la disolución acuosa de gas sulfuroso se hace uso del aparato de Woulf (fig. 55). Generalmente en este caso se emplea para obtenerle el carbón en vez del cobre ó el mercurio; el anhídrido carbónico que se desprende al mismo tiempo que el gas sulfuroso no es obstáculo para las aplicaciones de este cuerpo:



El agua en que se disuelve el anhídrido sulfuroso debe hervirse de antemano para desalojar el aire, cuyo oxígeno actuaría sobre aquél

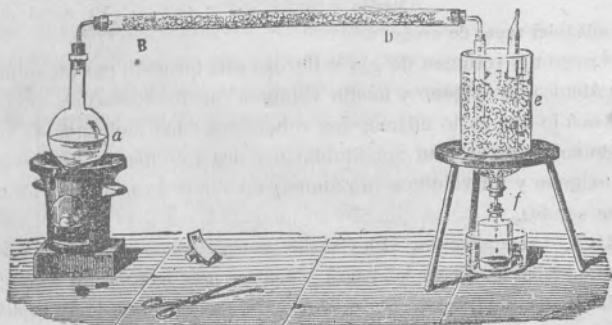


Fig. 54.—Liquefacción del gas sulfuroso.

y formaría ácido sulfúrico y por la misma razón debe conservarse en frascos bien cerrados y en lo posible completamente llenos.

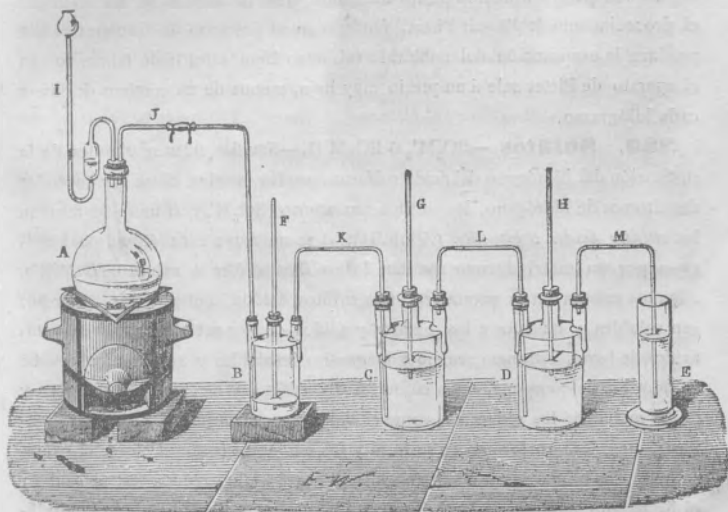


Fig. 55.—Preparación del ácido sulfuroso disuelto en agua.

281. Síntesis del gas sulfuroso.—Se hace quemando azufre en un volumen conocido de gas oxígeno puro que se transforma en gas sulfuroso sin que su volumen varíe sensiblemente; ahora bien

la densidad del gas sulfuroso es	2,234	ó	32
la del oxígeno.. . . .	1,105	ó	16
restando se tendrá. . .	1,129	ó	16

mitad de la densidad del vapor de azufre

Luego un volúmen de gas sulfuroso está formado por un volúmen (un átomo) de oxígeno y medio volúmen (medio átomo) de vapor de azufre ó lo que es lo mismo, dos volúmenes (una molécula) de anhídrido sulfuroso estarán constituidos por dos volúmenes (dos átomos) de oxígeno y un volúmen (un átomo) de vapor de azufre; su fórmula debe ser SO_2 .

282. APLICACIONES.—En Química se emplea como reductor ya en estado gaseoso, ya en disolución en el agua y también para preparar los sulfitos; en Medicina se usa muchas veces para combatir ciertas enfermedades de la piel; en la industria y en las artes para blanquear los tejidos de origen animal como la seda y la lana, que no deben blanquearse por el cloro; para la fabricación del ácido sulfúrico; para el azufrado de las vasijas donde se vá á conservar el vino; alguna vez para la extinción de los incendios; para la fabricación del hielo por el procedimiento de Raoult Pictet, fundado en el descenso de temperatura que produce la evaporación del anhídrido sulfuroso líquido; el hielo fabricado con el aparato de Pictet sale á un precio muy bajo, menos de un céntimo de peseta cada kilógramo.

283. Sulfitos.— $\text{SO}_3\text{M}'_2$ ó $\text{SO}_3\text{M}'\text{H}$.—Son las sales resultantes de la sustitución del hidrógeno del ácido sulfuroso por los metales. Si se sustituyen los dos átomos de hidrógeno, los sulfitos son *neutros* ($\text{SO}_3\text{M}'_2$), si uno solo resultan los *sulfitos ácidos* ó *bisulfitos* ($\text{SO}_3\text{M}'\text{H}$); si se sustituye cada átomo de hidrógeno por un metal distinto resultan los sulfitos *dobles* ó *mixtos* ($\text{SO}_3\text{M}'\text{R}'$). Algunos existen en la naturaleza. Los sulfitos ácidos huelen á gas sulfuroso; son solubles y cristalizan los neutros y ácidos de los metales alcalinos y los ácidos de bario, estroncio, calcio y magnesio; insolubles y amorfos los demás; el calor los descompone, unos en sulfuros y sulfatos y otros en gas sulfuroso y óxido metálico; los reductores como el hidrógeno, el carbón, las materias orgánicas, etc., les transforman en sulfuros y los oxidantes como el cloro, el oxígeno, etc., los hacen pasan á sulfatos, siendo por lo tanto reductores; el azufre y el hidrógeno sulfurado ó los sulfhidratos alcalinos, les transforman en hiposulfitos; los ácidos más enérgicos que el sulfuroso descomponen los sulfitos desprendiendo gas sulfuroso sin precipitar azufre.

Los solubles se preparan dirigiendo una corriente de gas sulfuroso sobre los hidratos ó los carbonatos metálicos correspondientes, ya disueltos, ya en suspen-

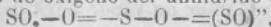
sión en el agua, hasta que se forme un sulfito ácido y añadiendo á éste una cantidad del hidrato ó del carbonato igual á la que se sometió á la acción del gas sulfuroso. Los insolubles por precipitación.

Se caracterizan por la propiedad de desprender gas sulfuroso, cuyo olor es característico, cuando se les trata por el ácido sulfúrico, sin precipitar azufre. También pueden servir para caracterizarlos varias de las acciones reductoras que ejercen sobre determinados cuerpos.

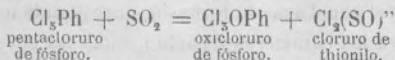
Algunos tienen mucho uso como reactivos, y en la industria y las artes.

Como derivados del anhídrido y del ácido sulfuroso deben darse á conocer tres cuerpos cuyo conocimiento ofrece interés bajo el punto de vista teórico, y son los siguientes:

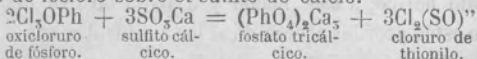
284. Cloruro de thionilo.— $\text{Cl}_2(\text{SO})''$.—El thionilo es el radical hipotético del ácido sulfuroso y estará formado por el residuo de separar un átomo de oxígeno del anhídrido sulfuroso:



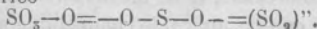
Se conoce un compuesto de este radical y de cloro, el cloruro de thionilo, líquido incoloro descomponible por el agua; se prepara, entre otros medios, por la acción del pentacloruro de fósforo sobre el gas sulfuroso:



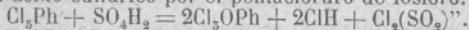
También puede prepararse el cloruro de thionilo por la acción del oxiclорuro de fósforo sobre el sulfito de calcio:



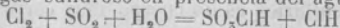
285. Cloruro de sulfarilo.— $\text{Cl}_6(\text{SO}_3)''$.—El sulfarilo es el radical del ácido sulfúrico y resulta de rebajar un átomo de oxígeno al anhídrido sulfúrico



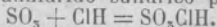
Es también líquido, más denso que el agua, fumante al aire y se prepara uniendo directamente el cloro con el gas sulfuroso (**279**) ó tratando el ácido sulfúrico por el pentacloruro de fósforo:



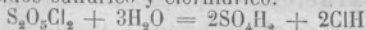
286. Ácido clorhidro-sulfuroso.— (SO_3ClH) .—Es el ácido sulfuroso (SO_3H_2) en el que un átomo de hidrógeno ha sido reemplazado por el cloro; es líquido, incoloro, y se prepara haciendo actuar el cloro sobre el gas sulfuroso en presencia del agua



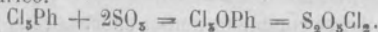
y también tratando el anhídrido sulfúrico por el ácido clorhidrico



287. Ácido clorodisulfúrico.— $\text{S}_2\text{O}_5\text{Cl}_2 = \text{Cl}_2\text{SO}_3, \text{SO}_3$.—Es líquido, incoloro, de 1,819 densidad, hierve á 146° y el agua le transforma en los ácidos sulfúrico y clorhidrico:



Se produce por la acción del pentacloruro de fósforo sobre el anhídrido sulfúrico:



ANHIDRIDO SULFÚRICO— SO_2 .

Peso molecular.... 80.

24 **288. HISTORIA Y SINONIMIA**—Este cuerpo estudiado por Doebereiner y por Bussy, se le conoce con los nombres de ácido *sulfúrico anhídrido* y de *óxido de sulfurilo*.

289. Propiedades físicas.—Es sólido, cristaliza en agujas prismáticas muy delgadas y de aspecto sedoso, que se asemejan á las hebras del amianto ó á los hilos de cristal; blanco é inodoro; su densidad 1,95; se funde á $+18^\circ$ en un líquido oleaginoso (cuya densidad es 1,97; á $+46^\circ$ hierve dando un vapor cuya densidad es 2,763 y 40 referida al hidrógeno; se disuelve en el ácido sulfúrico ordinario; á la temperatura del rojo se descompone en anhídrido sulfuroso y oxígeno.

290. Propiedades químicas—Cuando está completamente seco no enrojece el papel azul de tornasol, necesitando unirse al agua para que adquiera los caractéres de ácido, como les sucede á los anhídridos; sin embargo puede combinarse con el óxido de bario para formar sulfato bárico; á este hecho y á algún otro se debe que los químicos no estén acordes acerca de si los anhídridos son ó no verdaderos ácidos. El yodo se combina con él y forma un compuesto verde, cristalino; también disuelve al azufre formando combinaciones más ó menos definidas y coloreadas; tiene mucha afinidad para el agua produciendo al echarle en ella, un ruido como el que produciría un hierro al rojo; esta es la causa de que en contacto del aire húmedo produzca vapores blancos y opacos; de su combinación con el agua pueden resultar dos ácidos diferentes según la cantidad de aquella:

el ácido sulfúrico ordinario. $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4\text{H}_2$

ó el » » fumante ó de Nordhausen. $2\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{S}_2\text{O}_7\text{H}_2$

El anhídrido sulfúrico es un cuerpo muy corrosivo por su gran afinidad para el agua y aunque dicen algunos químicos que se le puede apretar entre los dedos siempre que estén bien secos, es un experimento que puede ocasionar una quemadura intensa.

291. Preparación.—Se prepara por varios medios: haciendo atravesar una mezcla de gás sulfuroso y oxígeno por un tubo que contenga esponja de platino ú óxido cúprico ó crómico á una temperatura algo elevada, se combinan ambos cuerpos ($\text{SO}_2 + \text{O} = \text{SO}_3$).

Deshidratando el ácido sulfúrico ordinario por medio del anhídrido fosfórico ($\text{SO}_4\text{H}_2 - \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_3$).

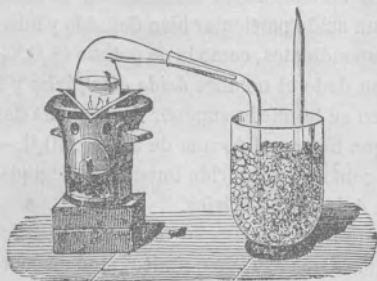
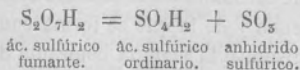


Fig. 56.—Preparación del anhídrido sulfúrico.

Por la acción del calor sobre el ácido sulfúrico de Nordhausen; se volatiliza el anhídrido sulfúrico, que hierve á 46° y se condensa en forma de agujas sedosas en un tubo en U (fig. 56) rodeado de una mezcla frigorífica ó en un matracito que luego se cierra en la lámpara de esmaltar; queda en la retorta el ácido sulfúrico ordinario que necesita

mas de 300° para hervir:



En este procedimiento puede reemplazarse el ácido sulfúrico fumante por el disulfato sódico $\text{S}_2\text{O}_7\text{Na}_2$, que se transforma por el calor en sulfato sódico, desprendiendo anhídrido sulfúrico.

292. Análisis.—Se determina su composición por la cantidad de oxígeno que necesita el anhídrido sulfuroso para convertirse en sulfúrico.

ÁCIDO SULFÚRICO FUMANTE.— $\text{S}_2\text{O}_7\text{H}_2$

293. SINONIMIA.—Este cuerpo, llamado también ácido sulfúrico de Nordhausen por la localidad en que se le prepara (1), ha recibido además los nombres de *ácido sulfúrico de Sajonia*, *ácido disulfúrico*, *pirosulfúrico* y el de *parasulfúrico*.

294. Propiedades.—Es líquido, oleaginoso, incoloro cuando está puro, pero ordinariamente tiene color pardo claro; su densidad 1,9; absorbe la humedad y dá humos en contacto del aire debidos al anhídrido sulfúrico que desprende; sometido á un descenso de temperatura se transforma en una masa cristalina; por el calor se desdobra en anhídrido y ácido sulfúricos.

No están acordes los químicos acerca de la verdadera constitución

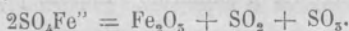
(1) Nordhausen es una población pequeña, situada cerca de Goettingue (Prusia).

de este ácido, pues mientras unos fundándose en la acción del calor suponen que no es una especie química, sino simplemente una disolución del anhídrido sulfúrico en cantidades variables en el ácido sulfúrico, otros creen que es un ácido particular bien definido y bibásico que forma las sales correspondientes, como la de potasio ($S_2O_7K_2$) y la de sodio ($S_2O_7Na_2$) y le han dado el nombre *ácido disulfúrico* y á sus sales el de *disulfatos*. Como se le puede suponer derivado de dos moléculas de ácido sulfúrico que han perdido una de agua ($2SO_4H_2 - H_2O = S_2O_7H_2$) se le considera como un anhídrido imperfecto de aquel ácido y se le dá el nombre de *ácido piro-sulfúrico*.

Dadas las condiciones en que se prepara el ácido sulfúrico fumante, es lógico suponer que no es una especie química, sino un cuerpo que contiene el ácido disulfúrico y además una cantidad variable de anhídrido sulfúrico.

Es un cuerpo que carboniza las sustancias orgánicas apoderándose del agua que contienen y de la que se forma con el oxígeno é hidrógeno de aquellas; disuelve la materia colorante del añil sin alterarla.

295. Preparación.—Se prepara sometiendo á la acción del calor el sulfato ferroso ó caparrosa verde ($SO_4Fe'' \cdot 7H_2O$) previamente desecado para que pierda el agua de cristalización y se oxide algo; se descompone en óxido férrico (cólcotar), anhídrido sulfuroso y anhídrido sulfúrico:



sulfato ferroso. óx. férrico.

Esta operación se practica en unas retortas de barro refractario colocadas en un horno, que comunican con recipientes también de barro situados fuera de aquél, que contienen ácido sulfúrico ordinario para que disolviendo el anhídrido sulfúrico se transforme en ácido sulfúrico fumante.

296. APLICACIONES.—Se emplea en la industria para disolver la materia colorante del añil y en la fabricación de algunas sustancias colorantes artificiales, como la alizarina y otras derivadas de la brea del carbón de piedra.

ÁCIDO SULFÚRICO.— SO_4H_2 .

Peso molecular..... 98.

297. HISTORIA Y SINONIMIA.—En el siglo X le menciona ya Rhasés; en el siglo XIII Alberto el Magno, á quien se atribuye el descubrimiento de

este cuerpo, le designó con el nombre de azufre de los filósofos; en el siglo XV dió á conocer su preparación el benedictino Basilio Valentín; en 1570 Gerardo Dornæus estudió por primera vez sus propiedades, llamándole *aceite de vi-triolo*; en 1720 Roebuk dió á conocer el procedimiento para obtenerle industrialmente. Lavoisier fué el primero que demostró su naturaleza y composición; después ha sido objeto de los trabajos de muchos químicos, entre los cuales debe hacerse especial mención de Marignac.

298. Estado en la naturaleza.—Existe libre en las aguas que proceden de las proximidades de algunos volcanes, como las del río Vinagre, en la América del Sur, que nace cerca de un volcán de la cordillera de los Andes, que contienen 1,35 grm. de ácido sulfúrico por litro, y en otro manantial muy abundante procedente de las inmediaciones del volcán de Ruiz (Nueva Granada), que contiene 5,181 grms. por litro; en las aguas del Mediterráneo que bañan la isla de Santorino, etc. Se le halla en el reino animal en la secreción de las glándulas salivares y gástricas de algunos gasteropodos.

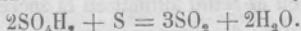
299. Propiedades físicas.—Es líquido oleaginoso, incoloro, inodoro, de sabor fuertemente ácido y algo astringente; muy diluido en agua su sabor es agradable; su densidad es 1,842; aunque es muy ávido de agua no emite vapores sensibles. Sometido á un frío de -34° se congela en una masa cristalina; separando de la parte congelada la porción líquida interpuesta y fundiéndola de nuevo para volverla á someter á los descensos de temperatura, su punto de solidificación vá variando hasta que se tiene un ácido que se solidifica á $+10^{\circ},5$, y que es, según Marignac, el verdadero ácido sulfúrico, SO_4H_2 ; el ácido sulfúrico ordinario tiene una cantidad de agua algo mayor ($\frac{1}{12}$ de molécula) de la que corresponde á $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4\text{H}_2$ según ya lo había demostrado Gay-Lussac; ese pequeño exceso de agua es el que retarda la congelación del ácido sulfúrico. El mismo resultado se consigue añadiendo al ácido sulfúrico ordinario una pequeña cantidad de anhídrido sulfúrico, que se transforma en ácido con el pequeño exceso de agua; por el contrario, Mareska añadiendo un poco de agua al ácido ordinario ha llegado á retardar su solidificación hasta -80° . A la temperatura de 260° , el ácido sulfúrico desprende abundantes vapores blancos de anhídrido y á la de 325° á 330° entra en ebullición produciendo un vapor cuya densidad es 24,5 mayor que la del hidrógeno; á la del rojo se descompone en agua, anhídrido sulfuroso y oxígeno ($\text{SO}_4\text{H}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 + \text{O}_2$); esta descomposición se ha

utilizado para obtener el oxígeno industrialmente. La electricidad en corriente también le descompone.

300. Propiedades químicas.—Es un ácido bibásico muy enérgico que á temperaturas que no pasen de su punto de ebullición desaloja á todos los demás de sus combinaciones; á temperaturas superiores puede ser desalojado por ácidos más fijos que él (**44**); enrojece fuertemente las tinturas azules vegetales. Se deriva del tipo agua bicondensado en el que dos átomos de hidrógeno han sido reemplazados por el radical sulfurilo (**101**), es por consiguiente didínamo.

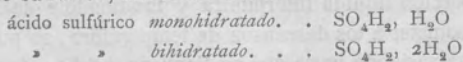
De los metaloides monodínamos el hidrógeno puede reducir al ácido sulfúrico formándose agua y ácido sulfuroso ó azufre que queda libre, ó gás sulfhídrico, según sean las condiciones en que actúan ambos cuerpos.

De los didínamos, el azufre obra como reductor á una temperatura elevada transformándole en anhídrido sulfuroso y agua



El selenio y el telurio se disuelven en el ácido sulfúrico concentrado y son precipitados de estas disoluciones cuando se agrega agua. Los ácidos bromhídrico y yodhídrico reaccionan sobre él produciéndose gás sulfuroso y agua, quedando el bromo y el yodo libres.

ACCIÓN DEL ÁCIDO SULFÚRICO SOBRE EL AGUA.—El agua se combina con el ácido sulfúrico, formando dos hidratos:



que resultan de la unión de una molécula de ácido con una ó dos de agua. Al formarse estos hidratos hay una gran elevación de temperatura y contracción, siendo el volúmen de la mezcla menor que la suma de los volúmenes de los líquidos mezclados; el máximun] de aquella corresponde á la formación del bihidratado. Por esta producción de calor es necesario tomar algunas precauciones para mezclar ambos cuerpos, pues de lo contrario podrá ocurrir alguna proyección del líquido; debe verterse el ácido poco á poco sobre el agua, no el agua sobre el ácido, removiendo continuamente con un agitador; si la mezcla se efectúa con agua sólida puede suceder que en vez de elevación haya descenso de temperatura si la cantidad de hielo es tal que necesita absorber para fundirse más calor que el producido por la combinación del agua con el ácido; tal sucede con cuatro partes de hielo y una de ácido sulfúrico. Añadiendo á éste grandes cantidades de agua

resulta lo que se llama ácido sulfúrico diluido ó mejor agua acidulada.

A medida que se vá hidratando el ácido sulfúrico, disminuye su densidad, así es que el SO_4H_2 de 1,842 densidad, marca 66° en el areómetro de Baumé; el monohidratado tiene 1,785 de densidad y marca 63°,5 y el bihidratado 1,652 de densidad y 57° (1).

La afinidad del ácido sulfúrico para el agua es tan grande, que carboniza las materias orgánicas porque se apodera del agua que contienen y de la que se forma por la unión de su oxígeno y de su hidrógeno, dejando parte del carbono libre; por eso se ennegrecen dichas sustancias, como el papel, la madera, el azúcar, etc., cuando se les introduce durante algún tiempo en dicho ácido tomando éste, color oscuro. Si está diluido en agua, su acción sobre las materias orgánicas se modifica; esto es lo que sucede, por ejemplo, con el papel que introducido durante un corto tiempo en ácido sulfúrico diluido en su volumen de agua, en vez de carbonizarse sufre una modificación particular que le transforma en *papel pergamino* ó *pergamino vegetal*.

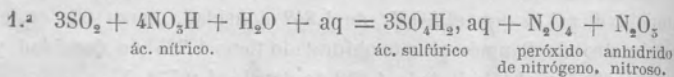
Este ácido es un veneno violento porque destruye rápidamente los tejidos con que se pone en contacto; una lechada de magnesia, ceniza ó jabón en agua, son medios que pueden neutralizar pronto sus efectos corrosivos.

301. Preparación del ácido sulfúrico.—Este cuerpo nunca se prepara en los laboratorios porque la industria le suministra en condiciones que es difícil reunir las en aquellos, así es que lo único que se hace es purificarle.

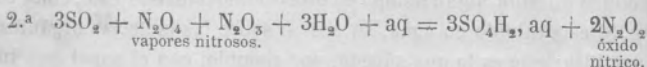
Aunque la fabricación del ácido sulfúrico debe ser objeto de los tratados de Química industrial, hay en ella una parte teórica que debe exponerse en los de Química pura, que es la relativa al conocimiento de las reacciones en que se funda dicha fabricación.

Así como el ácido sulfuroso procede generalmente de la reducción del ácido sulfúrico, (280) este á su vez se forma por la oxidación del sulfuroso; luego lo primero que se necesita para fabricar el ácido sulfúrico es gas sulfuroso, que se obtiene quemando azufre ya libre, ya de las piritas y aún alguna vez del hidrógeno sulfurado. El agente oxi-

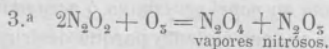
(1) Con el objeto de poder conocer la cantidad real de ácido sulfúrico que hay en un ácido diluido, por medio del areómetro, ha formado J. Kolb una tabla bastante estensa en la que se hallan las densidades de las diversas mezclas de ácido y agua, á la temperatura de 15°.

$$\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{SO}_3\text{H}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$$


El gas sulfuroso se transforma en ácido sulfúrico á espensas de parte del oxígeno del ácido nítrico y del agua, quedando reducido aquél á peróxido de nitrógeno (anhidrido hiponítrico) y á anhidrido nítrico, cuyos cuerpos actúan como oxidantes sobre más anhidrido sulfuroso, transformándole en ácido sulfúrico, con el concurso del agua y quedando ellos reducidos á óxido nítrico:



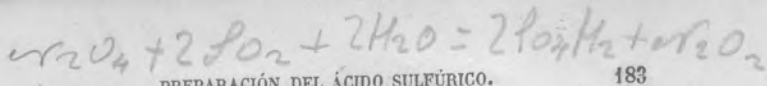
El gas óxido nítrico tiene la propiedad de absorber el oxígeno del aire transformándose nuevamente en vapores nitrosos:



los cuales en presencia de nueva cantidad de gas sulfuroso y de agua reproducirán la segunda reacción y como es consiguiente con mas oxígeno del aire se volverá á verificar la tercera y así sucesivamente.

Según lo expuesto anteriormente, los cuerpos necesarios para fabricar el ácido sulfúrico son, gas sulfuroso, ácido nítrico ó vapores nitrosos, agua en vapor y aire; teóricamente debería bastar la cantidad primitiva de vapores nitrosos para transformar en ácido sulfúrico una cantidad indefinida de gas sulfuroso, siempre que no falten agua y aire, pero en la práctica se observa que no es así, porque existen pérdidas de vapores nitrosos debidas, entre otras causas, á que una parte de ellos se reduce por el gas sulfuroso á protóxido de nitrógeno, en vez del bióxido que indica la teoría, y á que dichos vapores se disuelven en parte en el ácido sulfúrico formado, y aunque se ha perfeccionado mucho la fabricación no se ha conseguido evitar del todo dichas pérdidas.

Cuando no se hace intervenir toda el agua necesaria para que se verifique la segunda reacción, se forma un compuesto cristalino, llamado *cristales de las cámaras de plomo* y también *ácido nitro-sulfónico*, que se le representa por la fórmula $\text{S}_2\text{O}_{10}\text{N}_2\text{H}_2$: este cuerpo se descompone con gran facilidad por el agua desdoblándose en ácido sulfúrico y vapores nitrosos. La formación de estos cristales debe evitarse



en la industria del ácido sulfúrico porque ocasionan una pérdida de vapores nitrosos.

En los cursos de Química puede darse una idea de la fabricación del ácido sulfúrico con el experimento siguiente: á un matraz de vidrio A (fig. 57) de unos seis litros de cabida se hacen llegar por medio de tubos doblados en ángulo recto que atraviesan un tapon ajustado á la boca de aquel, gás sulfuroso producido en el aparato B y vapores nitrosos producidos en el frasco C por la acción del ácido nítrico sobre el cobre; por otro de los tubos se inyecta aire valiéndose de un fuelle ordinario; el agua necesaria se coloca en el fondo del matraz ó se la hace entrar en vapor por un cuarto tubo, en cuyo caso habrá que añadir otro recto que haga las veces de chimenea para dar salida á los gases escudentes. Si estando en marcha esta pequeña fábrica se interrumpe la entrada del vapor de agua, se forman al poco rato en las paredes del matraz los cristales de las cámaras de plomo que desaparecen en cuanto vuelve á entrar agua en vapor. En el fondo de aquel, terminado el experimento, se halla un líquido que contiene ácido sulfúrico muy diluido en agua.

En la industria se verifican las reacciones que dan origen al ácido sulfúrico, en grandes cámaras cuyas paredes están formadas por láminas de plomo que comunican entre sí convenientemente. A estas se hacen llegar el gás sulfuroso, los vapores nitrosos y el vapor de agua, que con la gran masa de aire que

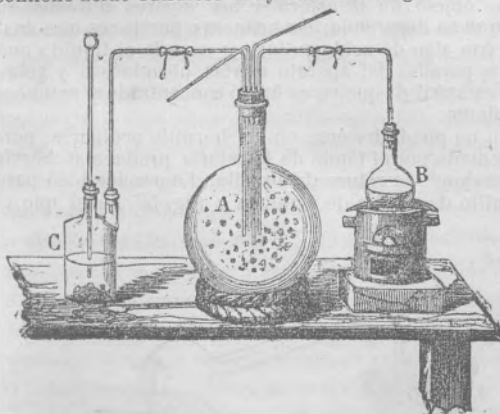


Fig. 57.—Reacciones en que se funda la fabricación del ácido sulfúrico.

ellas contienen, son los cuerpos necesarios para esta fabricación.

El ácido sulfúrico tal como sale de las cámaras, es muy diluido y para concentrarle se le calienta en grandes calderas de plomo, hasta un grado (51° á 52°) que no debe pasarse porque atacaría á aquellas. Se termina la concentración destilándole en retortas de vidrio ó en alambiques de platino, separando las primeras porciones que destilan y recogiendo las que marcan 66°.

302. Purificación del ácido sulfúrico.—El ácido preparado en la industria no es puro y no puede servir como reactivo en los laboratorios; contiene ordinariamente sulfato de plomo, procedente de las cámaras en que se le fabrica y de las calderas en que se hace la primera concentración; compuestos arsenicales procedentes de las piritas que se emplean para producir el gas sulfuroso; vapores nitrosos de los que intervienen en la fabricación del ácido; materias orgánicas carbonizadas que le dan el color pardo que generalmente tiene el ácido del comercio; puede contener además otras varias sustancias, como por ejemplo algún compuesto de selenio.

Se conocen varios procedimientos para purificarle, pero el más empleado consiste en diluir el ácido en tres ó cuatro veces su peso de agua, el líquido se enturbia porque el sulfato de plomo se hace insoluble; se pasa por él, calentándole de 80° á 90° , gas sulfhídrico para precipitar el plomo, el arsénico y todos los cuerpos que en esas condiciones forman sulfuros insolubles; se deja sedimentar el precipitado, el líquido se filtra por papel y se le concentra hasta que empieza á dar vapores ácidos, que vuelvan rojo un papel azul de tornasol; se le destila en una retorta de vidrio, añadiéndole previamente tres gramos de sulfato amónico por kilogramo de ácido sometido á la purificación, con objeto de transformar los vapores nitrosos en agua y nitrógeno que se desprende; las primeras porciones que destilan son de agua con algo de ácido sulfúrico; cuando el líquido que destila forme en las paredes del aparato estrías oleaginosas y gotas como perdigones, es señal de que ya es ácido concentrado y entonces se cambia el recipiente.

Esta destilación no puede hacerse en un hornillo ordinario, porque el líquido calentado por el fondo de la retorta produce al hervir sobresaltos que ocasionan la rotura de aquella. Lemerrier ideó para efectuarla un hornillo de rejilla de alambre *g* (fig. 58) en el que el

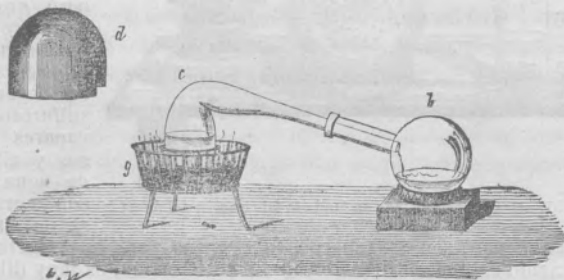


Fig. 58.—Destilación del ácido sulfúrico.

líquido se calienta primero por las capas superiores; es necesario cubrir la parte superior de la retorta con una cubierta *d* de chapa de hierro para evitar que los vapores se condensen antes de entrar en el

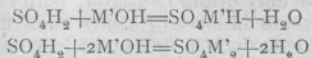
cuello de aquella: entre éste y el recipiente debe colocarse un tubo ancho de vidrio que haga las veces de alargadera y aquel debe estar algo caliente para que no se rompa al llegar á él el ácido sulfúrico á temperatura elevada (1).

El ácido sulfúrico puro no tiene color, no deja residuo alguno por la evaporación y no dá ninguna de las reacciones que sirven para caracterizar á los cuerpos que suelen impurificarle.

303. Composición del ácido sulfúrico.—Resultando este cuerpo de la unión del anhídrido sulfúrico con el agua (290) y conocida ya la composición del anhídrido, resta solo averiguar la cantidad de agua unida á él. Para ello se toma un peso conocido del ácido sulfúrico y con las precauciones convenientes se le hace reaccionar sobre una cantidad conocida y en exceso, de óxido plúmbico ($\text{SO}_4\text{H}_2 + \text{PbO} = \text{SO}_4\text{Pb} + \text{H}_2\text{O}$); se calienta en un crisol de porcelana el cuerpo resultante, para desalojar el agua formada y la pérdida de peso sera el peso de aquella, comprobándose de esta manera que corresponde una molécula para cada una de anhídrido y por lo tanto que la fórmula del ácido es SO_4H_2 .

304. APLICACIONES.—Las tiene muy numerosas é importantes; en Química se le emplea como reactivo y para la preparación de muchos cuerpos; en Medicina se usa concentrado para destruir algunos tegidos, y diluido constituyendo la llamada limonada sulfúrica; un gran número de industrias le necesitan como primera materia; tal sucede en la fabricación del ácido clorhídrico y del sulfato sódico, en la del ácido nítrico, etc.; tambien tiene usos en algunas artes. Se calcula que actualmente se producen solo en Europa 800.000 toneladas de ácido sulfúrico cada año.

305. Sulfatos.— $\text{SO}_4\text{M}'_2$ —Son las sales resultantes de la sustitución del hidrógeno del ácido sulfúrico por los radicales metálicos simples ó compuestos. Siendo bibásico este ácido, podrá formar sulfatos *ácidos* ó *bisulfatos* ($\text{SO}_4\text{M}'\text{H}$) *neutros* ($\text{SO}_4\text{M}'_2$) y *dobles* ó *mixtos* ($\text{SO}_4\text{M}'\text{R}'$) segun que sea reemplazado un solo átomo de hidrógeno ó los dos, por un mismo metal ó por dos metales diferentes. Tambien resultan los sulfatos de la acción del ácido sulfúrico sobre las bases:



(1) Blondlot quita todo el arsénico al ácido sulfúrico del comercio, calentándole en una cápsula de porcelana hasta que esté próximo á hervir y añade entonces virutas de cobre hasta que el líquido no descolore la disolución de añil; dejándolo en reposo y decantando para separar el sedimento pardo negruzco que se ha formado, se añaden 8 á 10 gramos de manganesa por kilógramo de ácido y se destila.

Si la dinamicidad del metal es superior á dos, se formarán los respectivos sulfatos interviniendo en la reacción el número necesario de moléculas de ácido.

Hay muchos sulfatos naturales, como el de sodio, el de calcio (yeso) el bárico (baritina), el de magnesio (epsomita) etc.; en el reino orgánico existen tambien sulfatos metálicos y alguno de base orgánica.

Son todos solubles en el agua, escepto los de bário y plomo, y muy poco los de estroncio y calcio; insolubles en el alcohol; se descomponen por el calor escepto los alcalinos, alcalino-térreos y el de plomo; por regla general se transforman en óxido metálico, y algunos dejan el metal libre, gás sulfuroso y oxígeno y á veces algo de anhídrido sulfúrico; los cuerpos reductores como el hidrógeno, el carbón, las materias orgánicas, etc. les transforman en sulfuros.

Se preparan haciendo actuar el ácido sulfúrico sobre los metales ó sus óxidos, carbonatos, nitratos, cloruros, etc.; algunos se forman por la acción del oxígeno sobre los sulfuros correspondientes.

Se caracterizan los solubles porque con las sales solubles de *bario* dan un precipitado de sulfato de bario, blanco, pulverulento, insoluble en los ácidos; con las de *plomo*, dan precipitado de sulfato plúmbico, blanco, pulverulento y soluble en el tartrato amónico; con las de *estroncio*, precipitado de sulfato de estroncio, blanco, pulverulento, soluble en una gran cantidad de agua; con las de *calcio*, precipitado de sulfato de calcio, blanco, que por ser algo soluble en agua no aparece si las disoluciones están diluidas, pero que se le hace aparecer inmediatamente añadiendo un poco de alcohol. Los insolubles se caracterizan porque calentados con carbón ó con materias orgánicas se transforman en sulfuros que se reconocen despues por sus caractéres.

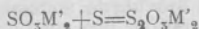
Las sales de bario, plomo, estroncio y calcio sirven también para reconocer el ácido sulfúrico libre ya esté concentrado, ya muy diluido; el ácido se reconoce tambien porque concentrándole, si no lo está, carboniza un terron de azúcar que se caliente con él en una capsulita de porcelana.

306. Acido sulfosulfúrico ó hiposulfaroso.— $S_2O_5H_2$.—*Peso molecular*=114.—Este ácido, llamado también *sulfothiónico*, dice Rose que puede conservarse sin alteración durante muchas semanas siempre que esté muy diluido en agua, pero es tan inestable que se descompone en ácido sulfuroso y azufre en el momento de quedar libre, por lo que puede decirse que no se le conoce en este estado. Tampoco es conocido su anhídrido.

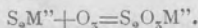
Se ha intentado aislarle tratando el sulfosulfato (hiposulfito) de plomo, por el hidrógeno sulfurado (Persoz) ó por el sulfosulfato de bario y el ácido sulfúrico, pero en ambos procedimientos, más en el primero, se descompone enseguida, por lo cual no es posible dar á conocer sus propiedades.

307. Hiposulfitos ó sulfosulfatos. ($S_2O_5M'_2$).—Son mas es-

tables que el ácido y se forman siempre que se hierva la disolución de un sulfito con azufre



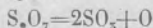
ó que se oxidan algunos polisulfuros



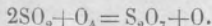
Son insolubles, excepto los alcalinos, alcalino-térreos, el de magnesio y el de zinc; se descomponen por el calor generalmente en sulfato y sulfuro; tratados por los ácidos desprenden gas sulfuroso y además dejan en libretad azufre, en lo que se diferencian de los sulfitos.

Algunos tienen bastantes aplicaciones por ser muy reductores.

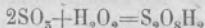
308. Anhídrido persulfúrico.— S_2O_7 .—Este cuerpo y su ácido correspondiente fueron descubiertos en 1878 por Berthelot. Es sólido, cristaliza en cristales granugientos ó en agujas delgadas, flexibles y transparentes de algunos centímetros de longitud; algunas veces permanece líquido, espeso y adherente; se sublima á $+10^\circ$ y la tensión de su vapor es bastante considerable; el calor le descompone en anhídrido sulfúrico y oxígeno



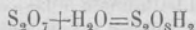
tiene mucha afinidad para el agua que le transforma en ácido persulfúrico; en contacto del aire húmedo dá humos y es muy poco estable. Se forma haciendo obrar el efluvio eléctrico á una tensión fuerte sobre una mezcla de volúmenes iguales de anhídrido sulfuroso y gas oxígeno perfectamente secos



309. Acido persulfúrico.— $\text{S}_2\text{O}_8\text{H}_2$.—Se forma durante la electrolisis del ácido sulfúrico muy concentrado; mezclando con precaución este acido con agua oxigenada



ó bien añadiendo agua á su anhídrido

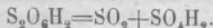


que produce una viva efervescencia debida á que una parte se descompone desprendiendo oxígeno. Es poco estable: algo más lo son algunos *persulfatos* y de ellos el de bario ($\text{S}_2\text{O}_8\text{Ba}$) es soluble en el agua.

Acidos de la série thiónica.

310. Estos ácidos, llamados tambien *polithiónicos*, cuyos anhídridos no se conocen, tienen todos la misma cantidad de oxígeno é hidrógeno, pero varía la de azufre, (272). Ofrecen poco interés, lo mismo que las sales que forman; el mas importante es el primero.

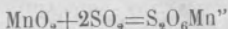
311. Acido dithiónico ó hiposulfúrico.— $\text{S}_2\text{O}_6\text{H}_2$.—Descubierto en 1819 por Gay-Lussac y Welter. No se ha conseguido tenerle mas que en disolución concentrada, incolora, cuya densidad es 1,347; el calor le descompone en anhídrido sulfuroso y ácido sulfúrico



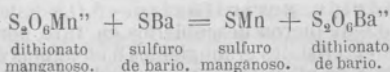
25

Es bastante ácido y como todos los de la série, bibásico.

Se prepara tratando el bióxido de manganeso pulverizado y puesto en suspensión en el agua, por una corriente de gas sulfuroso, formándose *dithionato manganeso*:



Se trata la disolución de esta sal por otra de sulfuro de bario ó por el hidrato bórico, precipitándose en el primer caso sulfuro manganeso y en el segundo, hidrato manganeso, y quedando en disolución *dithionato de bario*:

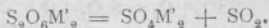


Separado por filtración el precipitado, se vierte en el líquido, poco á poco, ácido sulfúrico, para precipitar el bario en estado de sulfato, quedando en disolución el ácido hiposulfúrico:



Separado por filtración el sulfato de bario, se concentra en el vacío la disolución del ácido hasta que marque la densidad mencionada, no debiendo ir mas allá porque se descompone.

312. Dithionatos.— $\text{S}_2\text{O}_6\text{M}'_2$.—Son todos solubles en el agua y se descomponen por el calor en sulfato y anhídrido sulfuroso



313. Acido trithiónico ó hiposulfúrico monosulfurado.— $\text{S}_3\text{O}_6\text{H}_2$.—Se le conoce solo en disolución concentrada como el anterior; se descompone con gran facilidad. Se forma poniendo en digestión á $+20^\circ$, azufre en polvo en una disolución de sulfito ácido de potasio; cuando el líquido pierde el color amarillo que adquiere al principio, se ha formado el trithionato potásico, que se trata por el ácido perclórico, precipitándose perclorato de potasio y quedando en disolución el ácido trithiónico. Los trithionatos ($\text{S}_3\text{O}_6\text{M}'_2$) son sales muy poco importantes.

314. Acido tetrathiónico ó hiposulfúrico bisulfurado.— $\text{S}_4\text{O}_6\text{H}_2$.—Este ácido, más estable que el anterior, se prepara tratando el sulfotionato (hiposulfito) de bario por el yodo; se forma yoduro bórico y tetrathionato de bario poco soluble, el cual se descompone por el ácido sulfúrico, precipitándose sulfato bórico y quedando en disolución el ácido tetrathiónico. Los tetrathionatos ($\text{S}_4\text{O}_6\text{M}'_2$), son muy poco importantes.

315. Acido pentathiónico ó hiposulfúrico trisulfurado.— $\text{S}_5\text{O}_6\text{H}_2$.—No se le conoce más que en disolución concentrada. Se forma haciendo llegar alternativamente sobre agua destilada, los gases sulfuroso y sulfhídrico, hasta que se tenga un abundante precipitado de azufre, que se separa por filtración; al líquido se le añade carbonato de bario para precipitar el ácido sulfúrico que se haya formado y filtrado nuevamente, se le concentra primero en baño de maría y después en el vacío. Los pentathionatos ($\text{S}_5\text{O}_6\text{M}'_2$) son muy poco importantes.

Anhidrido y ácidos del selenio.

316. Anhidrido selenioso.— SeO_2 .—Se presenta bajo la forma de una masa blanca ó en agujas prismáticas cuadrangulares también blancas; el calor le volatiliza dando vapores amarillos que se condensan en las agujas mencionadas; es infusible; tiene mucha afinidad con el agua, que le transforma en ácido selenioso. Se prepara quemando el selenio en oxígeno ó deshidratando el ácido selenioso por el calor.

317. Ácido selenioso.— SeO_3H_2 .—Sólido, cristaliza en prismas parecidos á los del nitró, de sabor ácido y quemante, soluble en el agua, más en la caliente; el calor le descompone en anhidrido y agua. Es un ácido bibásico bastante enérgico, que tratado por algunos cuerpos reductores, como el gas sulfuroso, deja selenio en libertad; los oxidantes le transforman en ácido selénico.

Se prepara tratando el selenio por el ácido nítrico ó el agua régia; debe practicarse la operación á un calor suave y en una retorta para evitar pérdidas. También puede prepararse hidratando el anhidrido.

318. Selenitos— $\text{SeO}_3\text{M}'_2$.—Resultan de la sustitución del hidrógeno del ácido por los metales y pueden ser neutros ($\text{SeO}_3\text{M}'_2$) ó ácidos ($\text{SeO}_3\text{M}'\text{H}$). Son insolubles en el agua, excepto los de los metales alcalinos. Los oxidantes les transforman en seleniatos y los reductores en metal ú óxido metálico y en selenio. Se preparan combinando directamente el ácido con los óxidos metálicos y por doble descomposición.

319. Ácido selénico.— SeO_4H_2 .—Este cuerpo se conoce solo en disolución concentrada, que es incolora cuando está pura, de sabor muy ácido, de una densidad de 2,6; absorbe el vapor acuoso de la atmósfera; el calor le descompone cuando se intenta deshidratarle, en oxígeno, anhidrido selenioso y agua; el ácido clorhídrico le transforma en ácido selenioso, desprendiéndose cloro; los ácidos sulfhídrico y sulfuroso no le descomponen.

Se prepara tratando el seleniato de plomo ó el de cadmio, por el gas sulfhídrico; se forma sulfuro de plomo ó de cadmio, insolubles, y el ácido queda en disolución que se concentra después de separar el precipitado.

320. Seleniatos.— $\text{SeO}_4\text{M}'_2$.—Muy análogos é isomorfos con los sulfatos. Se derivan del ácido selénico, sustituyendo su hidrógeno por los metales, y pueden ser, neutros, ácidos y dobles. Son solubles en el agua excepto los de bario, plomo y estroncio y poco el de calcio; resisten sin descomponerse temperaturas bastante elevadas; los cuerpos reductores les transforman en selenitos primero y en seleniuros después; con el ácido clorhídrico pasan á selenitos, desprendiéndose cloro.

Se preparan tratando los metales ó sus óxidos ó carbonatos, por el ácido selénico; los insolubles por precipitación y los alcalinos fundiendo el selenio, los seleniuros ó los selenitos, con nitrato de potasio ó de sodio.

321. El selenio forma además el ácido *selenio-sulfúrico* (SeSO_3H_2) correspondiente al *sulfo-sulfúrico* ó *sulfothiónico* y el *selenio-trithiónico* ($\text{SeS}_2\text{O}_6\text{H}_2$) que corresponde al *trithiónico*, en el que un átomo de azufre está reemplazado por el selenio.

Anhidridos y ácidos del teluro.

322. Anhidrido teluroso.— TeO_2 .—Es sólido, blanco, cristaliza en octaedros muy pequeños, por lo que aparece de aspecto granujiento; poco soluble en el agua; sometido á la acción del calor se funde en un líquido amarillento oscuro; á mayor temperatura se volatiliza. Se prepara quemando el teluro en oxígeno ó deshidratando el ácido teluroso por el calor: $(\text{TeO}_2\text{H}_2 - \text{H}_2\text{O} = \text{TeO}_2)$.

323. Acido teluroso.— TeO_2H_2 .—Es también sólido y se presenta bajo la forma de una masa terrosa blanca muy ligera, de sabor amargo y metálico; recién obtenido es algo soluble en agua, pero después se hace casi insoluble; los ácidos clorhídrico, sulfúrico y otros, le disuelven; los cuerpos reductores, como el gas sulfuroso, le descomponen dejando el teluro libre; los oxidantes le transforman en ácido telúrico; es muy poco enérgico y en algunos casos tiene tendencias básicas. Se prepara disolviendo el teluro en ácido nítrico y agregando después agua para precipitar el ácido teluroso; también puede prepararse tratando el tetracloruro de teluro por agua;



324. Teluritos.— $\text{TeO}_3\text{M}'_2$.—Los alcalinos son solubles en el agua, los alcalino-térreos poco solubles y los demás insolubles. Se preparan los solubles tratando el ácido teluroso por los hidratos metálicos y los insolubles por precipitación.

325. Anhidrido telúrico.— TeO_5 .—Sólido, de color anaranjado, insoluble en el agua, en los ácidos nítrico y clorhídrico y aún en las lejías alcalinas; á la temperatura del rojo se descompone en oxígeno y anhidrido teluroso. Se prepara deshidratando por el calor el ácido telúrico.

326. Acido telúrico.— TeO_5H_2 .—Sólido, cristaliza en prismas exagonales, de sabor metálico y algo ácido; es poco soluble en agua fría; el calor le hace perder las dos moléculas de agua de cristalización; es un ácido bibásico bastante enérgico y apenas enrojece la tintura de tornasol. Se prepara tratando el telurato bórico por el ácido sulfúrico.

327. Teluratos.— $\text{TeO}_4\text{M}'_2$.—Los hay neutros, ácidos y dobles; son poco solubles en el agua y se disuelven mejor en la acidulada por el clorhídrico. Se preparan tratando los óxidos metálicos por el ácido telúrico y otros por precipitación.

Combinaciones del azufre con el selenio y el teluro.

328. Sulfuros de selenio.—Se conocen dos: un *bisulfuro* (S_2Se) que corresponde al anhidrido selenioso y que es sólido, amarillo, más oscuro en caliente, y volátil; y un *trisulfuro* (S_3Se) correspondiente al anhidrido selénico, que también es sólido, de color rojo de ladrillo, fusible y volátil. Ambos son electro negativos ó sulfidos y se preparan calentando el selenio con la cantidad correspondiente de azufre y el bisulfuro además, precipitando una disolución de ácido selenioso por el sulfhídrico.

329. Sulfuros de telurio.—Se conocen también los dos sulfuros correspondientes de telurio; el *bisulfuro* (S_2Te) y el *trisulfuro* (S_3Te); ambos sólidos y parecidos á los sulfuros metálicos. Se preparan precipitando las disoluciones de ácido teluroso ó de ácido telúrico por el hidrógeno sulfurado.

TERCERA FAMILIA.

Metalóides tridínamos.

330. Caracteres generales.—(Los cuerpos comprendidos en esta familia se dividen en dos grupos; forman el primero el *nitrógeno*, *fósforo*, *arsénico*, *antimonio* y *bismuto*, á los que se podrían agregar el *vanadio* y algún otro ~~metal poco importante~~ y el segundo el *boro*.) Hecha excepción del carácter de tridínamos que todos ellos tienen, no hay analogías entre los cuerpos del primer grupo y el boro, siendo este elemento algo análogo al silicio, del que se diferencia por su dinamicidad.

Los cuerpos del primer grupo tienen por carácter el que todos ellos, hecha excepción del bismuto, se combinan con tres átomos de hidrógeno para formar compuestos análogos cuales son la *amina* ó *amoniaco* (NH_3) la *fosfamina* (PhH_3), la *arsenamina* (AsH_3) y la *estibamina* (SbH_3). También existen analogías de composición y de carácter químico entre los compuestos que forman con otros cuerpos.

No están conformes los químicos acerca de la dinamicidad de estos elementos, pues mientras unos les consideran como *tridínamos*, fijándose en sus combinaciones con el hidrógeno y en la que forma el bismuto con el cloro (Cl_3Bi), otros creen son *pentadínamos*, fundándose en que forman compuestos como el *cloruro amónico* ($ClNH_4$), el *pentacloruro de fósforo* (Cl_5Ph) y otros, en los que cada átomo de ellos está unido á cinco átomos monodínamos; ya se verá más adelante que estos compuestos se les considera como resultado de la unión de dos moléculas ($ClH+NH_3$), (Cl_2+Cl_3Ph) etc., y por lo tanto que admitido esto funcionan en ellos también como trivalentes.

PRIMER GRUPO.

(NITRÓGENO—N") Ó AZOE—Az"

Peso atómico..... 14.

Peso molecular..... 28.

331. HISTORIA Y SINONIMIA.—Se le confundió con el ácido carbónico hasta 1772 en que Rutherford le distinguió de aquél, recibiendo el nombre de

gás mefítico porque no servía para la respiración; en 1777 Scheelle y Lavoisier le obtuvieron completamente puro; los autores de la nomenclatura le denominaron *azoe*, palabra derivada del griego, que quiere decir que no sirve para la vida. Después se han propuesto para él algunos otros nombres como los de *alcaligeno* y *septono*; Chaptal propuso el de *nitrógeno* (engendrador del nitro) que fué adoptado por los químicos de casi todas las naciones.

332. Estado en la naturaleza.—Se halla libre formando los ~~gas~~ ⁴³proximamente del aire atmosférico; se desprende de algunas aguas que reciben el nombre de nitrogenadas; existe en combinación formando algunas especies minerales como los nitratos naturales y las sales amónicas. Gran número de sustancias orgánicas vegetales y animales le contienen entre sus elementos y si bien es cierto que abunda más en el reino animal que en el vegetal, no es bastante este carácter para diferenciar unas de otras, puesto que muchos de los principios inmediatos nitrogenados que se hallan en los animales, como la albúmina, la fibrina, la gelatina etc. se encuentran también en los vegetales y además existen en estos, otros que no hay en aquellos, como la quinina, la morfina, etc.

333. Propiedades físicas.—Gás considerado como permanente hasta que Cailletet logró liquidarle en 1877, bajo la forma de gotitas como las de los líquidos pulverizados, sometiéndole á 200 atmósferas de presión y produciendo de pronto la expansión del gas comprimido; no tiene color, ni olor, ni sabor, siendo su densidad 0,9714 y 14 respecto al hidrógeno; el agua á 0° disuelve 0,02035 de nitrógeno, siendo mas soluble en el alcohol.

334. Propiedades químicas.—Es de carácter químico indiferente así es que no se combina directamente sino con muy pocos cuerpos, siendo notable por esta circunstancia su combinación con el boro, el magnesio y el titano. No sirve para la combustión, ni es combustible; una cerilla encendida se apaga al introducirla en una campana llena de gas nitrógeno y este no arde; tampoco sirve para la respiración; los animales que le respiran puro mueren asfixiados muy pronto; sin embargo, no ejerce ninguna acción deletérea puesto que penetra en la economía animal mezclado con el oxígeno.

No se combina con ninguno de los cuerpos anteriormente estudiados á no ser que se hallen en el llamado estado naciente ó merced á la acción de una serie muy continuada de chispas eléctricas.

335. Obtención.—Son varios los procedimientos que pueden

seguirse para obtener el nitrógeno y se pueden clasificar como indica el siguiente cuadro:

Para obtener el nitrógeno se conocen dos clases de procedimientos.	1.ª clase.	Por la respiración animal. Por la combustión del fósforo } rápida. Absorbiendo el } lenta. oxígeno del aire. } Por el cobre enrojecido. Por los polisulfuros alcalinos. Por el cloruro cuproso amoniacal. Por el ácido piro-agallico y la potasa, etc.
	2.ª clase.	Del nitrito amónico. Del nitrito potásico más el cloruro amónico. De las especies } Del amoniaco más cloro. químicas que lo } Del cloruro amónico por el bicromato potásico. contienen. } Del nitrato amónico por el bióxido de manganeso. etc.

El procedimiento fundado en la absorción del oxígeno por la respiración animal se cita solo como histórico.

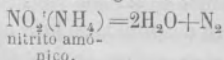


Fig. 59.—Obtención del nitrógeno.

Absorbiendo el oxígeno del aire por el fósforo.—La absorción del oxígeno por el fósforo puede hacerse rápida ó lentamente. En el primer caso se coloca en la cuba hidroneumática, sobre un corcho (figura 59) una capsulita con un fragmento de fósforo que se hace arder debajo de una campana de cristal; el fósforo se combina con el oxígeno para formar anhídrido fosfórico que se disuelve en el agua y el nitrógeno queda libre. Puede hacerse la absorción lentamente poniendo el fósforo debajo de una campana con aire para que se transforme poco á poco en ácido fosforoso.

Esta misma absorción se efectúa también por el cobre al rojo que se une al oxígeno para formar óxido cúprico; por los polisulfuros alcalinos que se transforman en sulfatos á espensas del oxígeno del aire; por el cloruro cuproso amoniacal que va adquiriendo color azul porque absorbe el oxígeno que le transforma en cloruro cúprico, etc.

Por el nitrito amónico.—El nitrito amónico se desdobla en agua y nitrógeno calentado en una retorta A (fig. 60) ó matraz, con tubo de desprendimiento C para recoger el gas en la cuba hidro-neumática E, en probetas F; la reacción es la siguiente:



Por el nitrito potásico y el cloruro amónico.—Siendo el nitrito amó-

nico una sal de difícil preparación, se la reemplaza por una mezcla de nitrito de potasio y cloruro amónico:

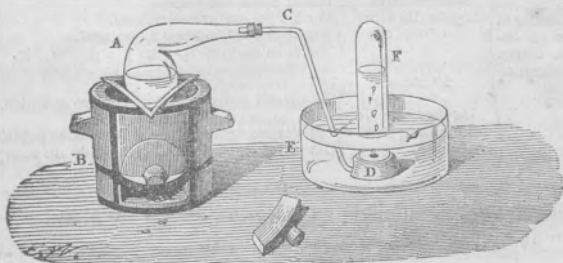
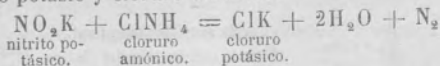


Fig. 60.—Obtención del nitrógeno por el nitrito amónico.

El aparato que se emplea, consta (fig. 61) de un matraz A en el que se calienta una disolución que contenga nitrito potásico y cloru-

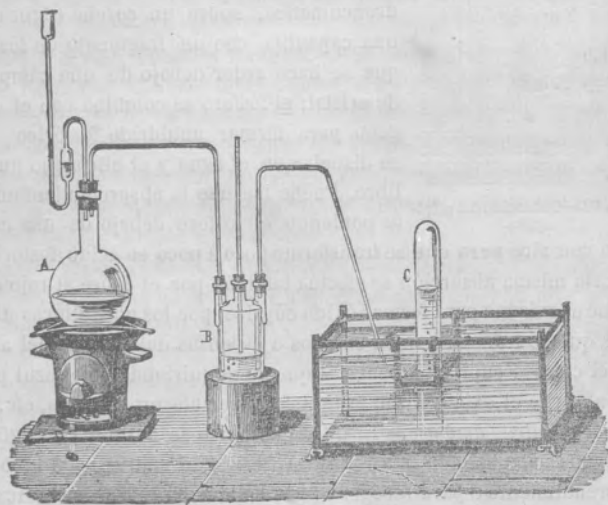
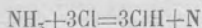


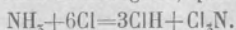
Fig. 61.—Obtención del nitrógeno por el nitrito potásico.

ro amónico; el gas que se desprende se lava en ácido sulfúrico, en un frasco B de tres bocas y se recoge en probetas C en la cuba hidroneumática.

Por la acción del cloro sobre el amoniaco.—Este procedimiento está fundado en la gran afinidad que tiene el cloro para el hidrógeno, en virtud de la cual se apodera de el del amoniaco, dejando el nitrógeno libre:



es preciso cuidar de que no haya cloro en exceso, pues de lo contrario puede formarse cloruro de nitrógeno, que es muy detonante:



En este procedimiento pueden reemplazarse el amoniaco por algunos compuestos amoniacales y el cloro por los hipocloritos ó los hipobromitos y precisamente en esto se fundan algunos métodos de los que se emplean para determinar la cantidad de urea en la orina.

336. APLICACIONES.—El nitrógeno es un cuerpo de pocas aplicaciones en estado libre y sin embargo es uno de los elementos químicos mas importantes por el papel que desempeña en el aire, siendo el gas en que está diluido el oxígeno atmosférico para atenuar su acción tan enérgica. Se mide el poder alimenticio de las sustancias vegetales y animales por la cantidad de nitrógeno que contienen, de donde se deduce cuanto interesará el empleo de abonos muy ricos en principios nitrogenados asimilables, en el cultivo de muchos vegetales; por esta razón se busca hace algun tiempo un medio fácil y económico de conseguir que el nitrógeno atmosférico éntre á formar parte de compuestos asimilables por las plantas. Se ha conseguido formar cianuros á espensas del nitrógeno del aire, con lo que podrá evitarse el empleo de sustancias ricas en nitrógeno para formar estos cianuros, pudiendo aplicarlas como abonos.

Apéndice á la monografía del nitrógeno.

AIRE ATMOSFÉRICO. (1)

337. HISTORIA DEL ESTUDIO QUÍMICO DEL AIRE.—Anaxímenes en el siglo VI antes de la era cristiana, consideró al aire como el principio de todos los cuerpos; un siglo después Heráclito le consideró como uno de los cuatro elementos (**212**) admitidos por la escuela aristotélica. Después de los filósofos griegos se ocuparon de este cuerpo algunos escritores notables, como por ejemplo Lucrecio en su poema *«De rerum natura»*. En el siglo IX de nuestra era, el árabe Geber observó ya que calentando algunos metales en con-

(1) No siendo este cuerpo una especie química sino una mezcla, no debería estudiarse en obras de esta clase, pero tiene tal importancia por intervenir en casi todas las acciones químicas, que no es posible dejar de estudiarle, creyendo es el lugar mas oportuno para ello, después del nitrógeno y como un apéndice á la monografía de este cuerpo.

tacto del aire, aumentaban de peso porque fijaban ciertas partículas aéreas; igual observación hicieron Rogerio Bacon, Eck de Sulzbach, Juan Rey médico de Perigord, Roberto Hook, John Mayow y otros, desde el siglo XIII hasta los primeros años del XVIII, expresándose algunos de ellos en sus escritos de tal manera que se vé no faltaba mas que un paso para descubrir el principio comburent del aire, el oxígeno. Este descubrimiento no se hizo sin embargo hasta 1774 (181) contribuyendo á este retraso el aleman Becker (1703) que para explicar el aumento de peso que experimentan los metales cuando se les calcina en el aire, y en general la combustión, admitió que era debido á una sustancia volátil, á un azufre ó tierra inflamable como él decia, que se separa de los cuerpos combustibles cuando se queman. Su discípulo Jorge Ernesto Federico Sthal desarrolló esta idea y dió á dicha sustancia el nombre de *flogístico* ó *flogisto*, estableciendo lo que se conoce en la ciencia con el nombre de *hipótesis del flogisto*.

Segun esta, todo cuerpo que se quema deja desprender flogisto, es decir, se *desflogistica*, pero puede volver á unirse con él, es decir, á *flogisticarse*, si se le calienta con cuerpos muy ricos en flogisto, como el carbón, los aceites, etc. Esta hipótesis explicaba de la misma manera la modificación que experimentan los metales cuando se les calienta en contacto del aire; estos cuerpos eran considerados como formados por la unión de las *cales* (óxidos) *metálicas* con el flogisto; cuando se les calcina se desprende este y queda la cal metálica respectiva, es decir, se desflogisticaban; por el contrario, si las cales se calentaban con cuerpos que las cedieran flogisto, volvían á convertirse en metales. No teniendo en cuenta para nada los cambios de peso que tienen lugar en estas acciones, esta hipótesis daba, al parecer, una explicación racional de los hechos y nada debe extrañar que tuviera tantos partidarios entusiastas, entre los que se contaban químicos muy eminentes; pero teniendo en cuenta que los metales al calcinarse *aumentan* de peso en vez de disminuir, como debería suceder porque pierden el flogisto, fué necesario admitir que este no solo no pesaba nada sino que tenía un peso negativo y este absurdo fué admitido por Sthal y sus partidarios, que dominaron en la ciencia hasta que Lavoisier dió á conocer la composición del aire y explicó con hechos irrecusables deducidos del empleo de la balanza, la combustión y el aumento de peso que experimentan los metales cuando se les calcina (oxida) en contacto del aire uniéndose en uno y otro caso el oxígeno de este con el cuerpo combustible ó con el metal, que aumentan de peso, tanto como pesa el oxígeno con quien se han combinado; siendo la reducción de los óxidos ó cales metálicas el resultado de la combinación de su oxígeno con cuerpos reductores como el carbón, las grasas etc., dejando como es consiguiente el metal en libertad.

Desde la época de Lavoisier hasta nuestros días, los trabajos de los químicos que se han ocupado del aire, han tenido por objeto ya el perfeccionar los medios de determinar su composición, ya el de fijar la constancia de esta en cuanto á sus principales componentes, ya en fin el de demostrar en él algunos cuerpos que existen en cantidades pequeñas.

338. Estado natural.—Se encuentra el aire formando la atmósfera que envuelve á nuestro globo en una extensión de 50 á 60 kilómetros; ocupa los intersticios de los cuerpos á quienes rodea; se halla disuelto en el agua, aunque con una composición algo distinta de la del aire atmosférico, como se verá mas adelante.

339. Propiedades físicas.—Aunque estas propiedades son objeto de las obras de Física, conviene recordar sucintamente algunas de ellas. Es un gás diáfano, no permanente, pues se liquida á 200 atmósferas y se supone que á 310 y enfriado al mismo tiempo, llega á solidificarse; incoloro visto en pequeña cantidad, pero de color azulado cuando se mira la atmósfera estando despejada; no tiene olor ni sabor y cuando se percibe en él alguno, es debido á sustancias extrañas á su composición; se toma como unidad para referir á él las densidades de los cuerpos gaseosos; referida su densidad á la del hidrógeno es 14,44; un litro de aire pesa 1,2931 gramos á 0° y 760mm; se disuelve en el agua, pero siendo más soluble el oxígeno que el nitrógeno, el aire disuelto en ella contiene más cantidad de aquél que de éste.

340. Propiedades químicas.—Las propiedades químicas del aire son una consecuencia de las que tienen los cuerpos que le forman y sobre todo de las del oxígeno y del nitrógeno. Ahora bien, como el primero de estos dos cuerpos es un elemento muy activo, mientras que el segundo es un cuerpo indiferente y que en la mayor parte de los casos hace un papel completamente pasivo, siendo el moderador de la acción del oxígeno, resultará que el aire actuará como este, pero muy disminuida su intensidad. En algunas acciones químicas importantes del aire es necesario tener en cuenta la existencia en él del vapor acuoso y del anhídrido carbónico.

El aire es un cuerpo comburente por el oxígeno que contiene; en su seno se verifican casi todas las combustiones y oxidaciones; luego el estudio químico del aire se reduce casi por completo al de dichas combustiones y oxidaciones.

341. Combustión.—Ya se dijo (184) lo que debe entenderse por combustión y la división de esta en rápida y lenta.

Las combustiones van acompañadas de ciertas manifestaciones que las caracterizan, cuales son el desarrollo de calor y en muchas de ellas la producción de llama. En las *Nociones de Termoquímica* (24) se expusieron las ideas admitidas hoy para explicar la causa de dicho desarrollo de calor, por lo cual no hay necesidad de repetirlo aquí.



Fig. 62.—Llama heterogénea.

LLAMA.—Es el resultado de la combustión de una sustancia gaseosa ó que pueda tomar dicho estado; el hierro y todos aquellos cuerpos que no se volatilizan á la temperatura en que se ponen incandescentes, se queman sin llama; en cambio los gases combustibles como el hidrógeno, el gás sulfhídrico, etc. y el azufre, el fósforo, el zinc, etc. que son volátiles, arden con llamas más ó menos brillantes. Si el cuerpo que arde es simple, la llama que produce es homogénea, como la del hidrógeno, fósforo y zinc, pero si es compuesto y fácilmente descomponible, su llama es heterogénea, como la del gás del alumbrado y la de las bujías ordinarias.

Observando con cuidado una llama heterogénea como la de una bujía, se perciben en ella las siguientes partes: una cubierta exterior muy tenue (fig. 62) apenas coloreada, ligeramente amarillenta en su parte superior *cc'* y azul en la inferior *dd'*; su temperatura es muy alta pudiéndose fundir en ella un alambre muy delgado de platino: otra parte intermedia *bb'* brillante, pero de temperatura menos elevada, y por último otra interna *a* que rodea el extremo de la torcida ó mecha de la bujía, que se prolonga por cima de aquel y que está formada por un espacio oscuro cuya temperatura es tan poco elevada que introduciendo rápidamente en él la cabeza de una cerilla fosfórica ó una cucharilla con un poco de fulminato, tardan un tiempo muy apreciable en arder aquella ó detonar este.

Es fácil darse cuenta de esta manera de ser de la llama; por la acción del calor el ácido esteárico ó la sustancia cualquiera que ella sea de que está constituida la bujía, se funde y asciende por la mecha por la capilaridad de esta, descomponiéndose por la temperatura á que se halla sometido; el resultado de esta descomposición son gases combustibles (carburos de hidrógeno, óxido de carbono) que no arden por falta de oxígeno y constituyen la parte oscura *a* de la llama; en la parte *bb'* comienza la combustión de dichos gases quemándose

primero el hidrógeno y poniéndose incandescente el carbono que es el que dá brillo á dicha parte de la llama; por último en la cubierta exterior, como el carbono y el hidrógeno están inmediatamente en contacto con el oxígeno del aire, la combustión se completa quemándose todo el carbono por lo cual esta cubierta es menos brillante pero su temperatura es mayor, siendo azul su parte inferior *ad'* porque en ella se queman el óxido carbónico y el carburo tetrahídrico, primeros productos de la descomposición de la sustancia combustible que constituye la bujía.

Fundándose en estos hechos se construyen las diversas clases de lámparas en las que se trata de aumentar la parte mas iluminante de las llamas suministradas por sustancias diversas, (aceite, petróleo, gás del alumbrado etc.) disminuyendo la zona oscura de las mismas por medio de corrientes de aire convenientemente reguladas por tubos que hacen las veces de chimenea.

TELAS METÁLICAS Y LÁMPARAS DE SEGURIDAD.

—Todo cuerpo que enfrie la mezcla gaseosa que forma una llama, impedirá que esta se produzca; tal sucede con las telas metálicas y para demostrarlo basta cortar la de una bujía, por ejemplo, con una de aquellas y se observa que por la parte superior marchan los gases bajo la forma de humo pero sin arder. En este hecho están fundadas las lámparas de seguridad ideadas por Davy para impedir la combustión de las mezclas detonantes de oxígeno del aire y de los carburos de hidrógeno que se desprenden en las minas de carbón de piedra, cuyas consecuencias son siempre muy desastrosas. La lámpara de Davy ha sido modificada para evitar algunos de sus inconvenientes; el modelo ideado por Combes (fig. 63) consta de un depósito *c* para la sustancia combustible, del que parte la mecha; la llama está rodeada de un tubo grueso de cristal *A* y encima de él otro de tela metálica, cerrado por su parte superior; encima de la llama hay una chimenea de cobre *E* que favorece la corriente de aire y activa la

Fig. 63.—Lámpara de seguridad (Combes)

combustión por aberturas que hay debajo de la llama provistas todas de tela metálica.

SOPLETE —Las propiedades químicas de las diversas partes de la llama son diferentes; unas producen fenómenos de oxidación y otras de reducción. Estas propiedades se manifiestan mejor dirigiendo sobre ella una corriente de aire por medio del aparato conocido con el nombre de *soplete* (fig. 64) que inclina la llama y modifica su constitución, formando el *dardo del soplete* que está formado por una porción interior en la que hay carbono en exceso y por lo tanto será reductora (*fuego de reducción*) y otra situada en el vértice del cono, donde la

temperatura es muy elevada y en la que hay exceso de aire siendo por lo tanto oxidante (*fuego de oxidación*).

El soplete está constituido por un tubo A B de metal, ligeramente cónico, á cuyo extremo A, se ajusta una boquilla F, de marfil ó de hueso, que sirve para dar entrada al aire; el otro extremo enchufa en un receptáculo cilindrico c, en el que se condensa la humedad del aire insuflado con la boca; en uno de los lados de aquel enchufa otro tubo t, en cuyo extremo lleva una punta d, de platino, de la que hay representado un corte longitudinal E al lado de la figura, que sirve para darsalida á la corriente de aire y es la que se introduce en la llama.

Del soplete se saca gran utilidad en la análisis química para producir fusiones, reducciones ú oxidaciones, por medio de las cuales se caracterizan muchas sustancias.

RESPIRACIÓN.—Es un fenómeno de combustión lenta; la efectuan los animales inspirando el aire atmosférico ó el disuelto en las aguas; introducen por ella en su economía oxígeno, nitrógeno, anhídrido carbónico y vapor acuoso en corta cantidad y espiran nitrógeno, mucho anhídrido carbónico y vapor acuoso, y un pequeño sobrante de oxígeno.

La sangre venosa absorbe el oxígeno del aire con el que se pone en contacto en los pulmones, abandonando ácido carbónico y vapor acuoso y transformándose en sangre arterial. En la profundidad de los tejidos el oxígeno absorbido quema ciertos principios carbonados é hidrogenados de la sangre, produciendo anhídrido carbónico y agua. En los vegetales por el contrario la respiración se verifica absorbiendo agua y anhídrido carbónico, para apropiarse su hidrógeno y su carbono y devolver el oxígeno. De esta manera se produce una compensación que impide que se altere la composición normal del aire atmosférico.

342. Análisis del aire.—Es la parte del estudio de este cuerpo que tiene por objeto enseñar á determinar cuales son sus componentes y en que cantidades entran en él, cuestión muy importante por las aplicaciones que de estos datos se hacen en varias ciencias, sobre todo en la Fisiología.

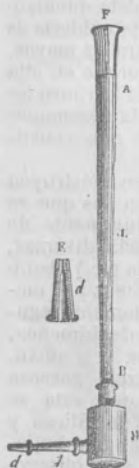


Fig. 64.—Soplete.

Las partes de que consta y los procedimientos que pueden seguirse para efectuarlo, se hallan consignados en el siguiente cuadro:

La análisis del aire es:	cualitativa.	{	reconocimiento del. . . .	{	oxígeno y ozono nitrógeno. anhidrido carbónico. vapor acuoso. otras sustancias.		
	y	{	en volúmen. . . .	{	por absorción. . .	{	oxígeno. nitrógeno, por diferencia.
	cuantitativa.	{	procedimientos. eudiométricos.	{	mezclando un volúmen conocido de aire con otro de hidrógeno y detonando la mezcla.	{	por el mercurio más calor (Lavoisier). por los polisulfuros alcalinos (Scheele y Marti). por el fósforo—combustión rápida. foro. lenta. por el ácido piro-agállico y potasa (Liebig). por el cloruro cuproso amoniacal, etc.
		{	en peso.	{	oxígeno y nitrógeno. . . . anhidrido carbónico. . . agua—procedimientos higrométricos. otras sustancias—diversos procedimientos.	{	procedimiento de Brunner. de Dumas y Boussingault. absorción por los álcalis. óxidos alcalino-térreos

343. Análisis cualitativa.—Tiene por objeto demostrar la existencia en el aire de los cuerpos que le forman, que son los siguientes:

Oxígeno; su presencia la demuestran las combustiones que se efectúan en el aire, de las que resultan compuestos formados por la unión del oxígeno con los cuerpos que se queman ó con sus elementos, así es que el hidrógeno se transforma en agua, el azufre en anhídrido sulfuroso, el fósforo en anhídrido fosfórico, el carbono en anhídrido carbónico, el zinc en óxido zincico etc.

Ozono; su existencia se demuestra por los medios que se indicaron en la monografía de este cuerpo (194).

Nítrógeno; queda como residuo por la absorción del oxígeno en las combustiones rápidas ó lentas.

Anhídrido carbónico; por medio del agua de barita ó de cal, cuyas disoluciones se enturbian en contacto del aire porque se forman los carbonatos bárico ó cálcico con aquel anhídrido; estas mismas disoluciones sirven para demostrar la gran cantidad de ácido carbónico que contiene el aire espirado en la respiración, bastando dirigir este por medio de un tubo sobre agua de barita ó de cal, que se enturbian rápidamente.

Vapor acuoso; por medio de cuerpos delicuescentes, como el cloruro de calcio, que le absorben para disolverse en él, y también introduciendo en una vasija de vidrio una mezcla de hielo y sal común que producen un descenso de temperatura por el cual el vapor acuoso del aire se condensa bajo la forma de rocío y de escarcha en la superficie exterior de la vasija; el líquido resultante de la condensación del vapor acuoso contiene gérmenes orgánicos.

Además de los cuerpos anteriores, que son constantes, existen en el aire otros varios, que si bien algunos se hallan en la atmósfera de todas ó casi todas las localidades, otros son peculiares de determinados sitios; entre ellos deben mencionarse más principalmente los siguientes:

Un carburo de hidrógeno, demostrado por Boussingault haciendo atravesar aire privado completamente de anhídrido carbónico, de vapor acuoso y de materias orgánicas, por un tubo enrojecido que contiene óxido cúprico; por el extremo opuesto sale el aire con anhídrido carbónico y agua, formados á espensas del carburo de hidrógeno y del oxígeno del óxido de cobre.

Amoníaco; su existencia se demuestra haciendo atravesar por un frasco que contenga ácido clorhídrico puro, diluido en agua destilada, de 10 á 12.000 litros de aire; añadiendo después cloruro platínico, evaporando hasta sequedad en baño de vapor y tratando el residuo por alcohol, queda como insoluble un polvo amarillo que es cloruro doble de platino y de amonio, de cuya composición se deduce no solo la existencia del amoníaco en el aire, sino también su cantidad; parte del amoníaco existente en la atmósfera puede éstar en estado de nitrato y de carbonato amónicos, que se pueden demostrar en las primeras cantidades del agua que cae durante las tormentas.

Existen también en el aire partículas sólidas en suspensión que se hacen visibles cuando penetra un haz de rayos solares en un recinto oscuro. Estas partículas son unas inorgánicas (sales, sílice etc.) y otras orgánicas; de estas algunas son gérmenes de seres vegetales y animales, á los que tanta importancia se dá para explicar las *fermentaciones*; otras proceden de materiales orgánicos en descomposición (miasmas). Unas y otras se hacen visibles observando al microscopio una gota del agua procedente de la condensación del vapor acuoso atmosférico por medio de un descenso de temperatura.

344. Análisis cuantitativa.—Su objeto es determinar las

cantidades de oxígeno, nitrógeno, anhídrido carbónico y vapor acuoso que hay en el aire; también pueden determinarse cuantitativamente algunas de las demás sustancias, pero esto es más bién objeto de análisis especiales.

PROCEDIMIENTOS VOLUMÉTRICOS.—La determinación del oxígeno y la del nitrógeno se hacen siempre al mismo tiempo ya se empleen los procedimientos volumétricos, ya los que dan su cantidad en peso. Se conocen varios de aquellos fundados en la absorción del oxígeno, dejando el nitrógeno libre, y debe mencionarse en primer término el de Lavoisier por la importancia histórica que tiene.

El aparato de que se valió fué un matraz A (fig. 65) de cuello muy

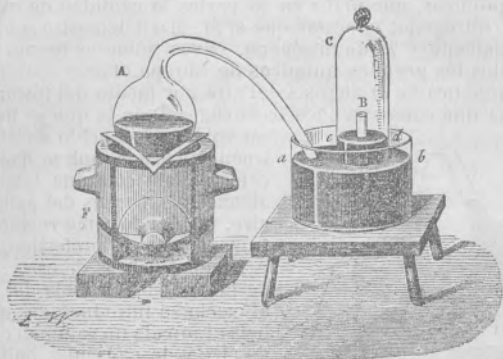


Fig. 65.—Aparato de Lavoisier para el análisis del aire.

largo y doblado dos veces de tal manera, que podía poner en comunicación el matraz con una campana C colocada en una cuba de mercurio *ab*, aspiró un poco del aire de la campana graduada para que esta se sostuviera bién sobre el mercurio cuyo nivel *cd* ascendió en su interior pero sin llegar á cubrir el extremo B del cuello del matraz; en este colocó mercurio (120 gramos) y midió exactamente el volúmen del aire encerrado en el aparato, y su presión; por medio de un hornillo F calentó durante doce días el mercurio del matraz hasta su punto de ebullición, observando al segundo día que en la superficie iban apareciendo unas partículas rojas que fueron aumentando hasta el octavo día y que el volúmen del aire del aparato disminuía; cuando ni aquellas aumentaron ni este disminuyó más, dejó enfriar el aparato, midió el volúmen gaseoso contenido en él y examinado el gas vió que tenía todas las propiedades del nitrógeno; recogió las partículas rojas que se habían formado en la superficie del mercurio, las calentó en una retorta pequeña y observó que se convertían en mercurio y que se desprendía un gas que recogido convenientemente pudo demostrar que tenía las propiedades del oxígeno. Calculó las proporcio-

nes en que se encontraban ambos gases, que resultaron algo diferentes de las verdaderas porque no se absorbe completamente el oxígeno en este experimento, y reunidos los dos gases en aquellas proporciones, obtuvo una mezcla de las mismas cualidades que el aire atmosférico.

Por la misma época demostraba Scheele en Suecia la composición del aire, absorbiendo su oxígeno por un sulfuro alcalino que se transformó en sulfato, quedando el nitrógeno libre; las proporciones obtenidas por el químico sueco diferían algo de las de Lavoisier, porque si bien es cierto que conseguía la absorción completa del oxígeno, también lo es que se disolvía una pequeña cantidad de nitrógeno.

Más exactos fueron los resultados obtenidos (Mayo de 1790) por el español Sr. Martí y Franqués que empleando el método de absorción del oxígeno por los sulfuros hidrogenados corrigió los resultados del análisis del aire hecho por Lavoisier, adoptado generalmente por todos los químicos, que fijaba en 28 partes la cantidad de oxígeno y en 72 la de nitrógeno, mientras que el Sr. Martí demostró que debían ser 21 de oxígeno y 79 de nitrógeno, cuyos números fueron adoptados por todos los grandes químicos de Europa (1).

Puede practicarse el análisis del aire por medio del fósforo; para ello se toma una campana encorbada (fig. 66) en la que se introduce



Fig. 66.—Análisis del aire por el fósforo.

un volumen conocido de aire y un trocito de fósforo que se hace arder, calentándole con una lámpara de alcohol, á expensas del oxígeno del aire, quedando como residuo el nitrógeno. Pero es preferible, por haber menos causas de error, valerse de la combustión lenta del fósforo; al efecto se introduce en una probeta graduada un volumen conocido de aire y después una bolita ó un cilindro de fósforo húmedo, sujeto á un alambre de platino; poco á poco el fósforo vá absorbiendo el oxígeno para formar ácido fosforoso;

cuando ya no disminuya más el volumen del gas, se extrae el fósforo, se mide aquél y se tendrá el nitrógeno y por diferencia el oxígeno absorbido.

Liebig fundándose en la propiedad que tiene el ácido piro-agálico en presencia de la potasa de absorber el oxígeno del aire, ideó un procedimiento muy práctico para analizar éste. Se coloca en la cuba

(1) Don Antonio Martí y Franqués, natural de Altafulla, provincia de Tarragona, se dedicó con predilección al estudio de la Fisiología vegetal y muy particularmente á lo que se refiere á la llamada respiración de las plantas. Sus trabajos citados por varios químicos como Chaptal y Thenard, pueden verse en extracto en las «Memorias para ayudar á formar un Diccionario crítico de los escritores catalanes, por el Ilmo. Sr. D. Félix Torres Amat.—Barcelona, 1836.»

Estos datos están tomados del discurso leído por el Ilmo. Sr. D. Magin Bonet y Bonfill, en la Real Academia de Ciencias exactas, físicas y naturales, el día 20 de Mayo de 1883.

hidrargiro-neumática una probeta graduada llena de mercurio en la que se hace entrar un volúmen conocido de aire, después un poco de disolución de potasa y por último una pequeña cantidad de ácido pi-ro-agálico; en cuanto éste se pone en contacto con la lejía de potasa comienza la absorción del oxígeno del aire encerrado en la probeta oscureciéndose el líquido y el mercurio vá ascendiendo en ésta; terminada la absorción se mide el volúmen gaseoso restante, que es el nitrógeno.

De una manera análoga puede utilizarse la propiedad que tienen el cloruro cuproso amoniacal y otros cuerpos de absorber el oxígeno del aire.

PROCEDIMIENTOS EUDIOMÉTRICOS.—Están fundados en la propiedad que tiene el oxígeno del aire de combinarse con el hidrógeno para formar agua; se practican estos procedimientos en los eudiómetros, haciendo saltar una chispa eléctrica en una mezcla de volúmenes conocidos de aire é hidrógeno.

Supongase que en un eudiómetro (fig. 67) se introducen $100^{\text{c.c.}}$ de aire y otros $100^{\text{c.c.}}$ de hidrógeno y que por estos $200^{\text{c.c.}}$ se hace saltar una chispa eléctrica; medido el volúmen gaseoso después de la detonación, ocupa $137^{\text{c.c.}}$ habiéndose transformado los $63^{\text{c.c.}}$ restantes en agua; pero estando formada esta por dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno (**221**) resultará que de los $63^{\text{c.c.}}$ que han desaparecido, $42^{\text{c.c.}}$ serán de hidrógeno y $21^{\text{c.c.}}$ de oxígeno; restando se tendrá $100^{\text{c.c.}}$ — $21^{\text{c.c.}}$ = $79^{\text{c.c.}}$ de nitrógeno; de donde se deduce que los $100^{\text{c.c.}}$ de aire están compuestos de 79 partes de nitrógeno y 21 de oxígeno.



Fig. 67.—Eudiómetro.

Puede hacerse una comprobación del resultado anterior si se tiene en cuenta que de los $100^{\text{c.c.}}$ de hidrógeno, $42^{\text{c.c.}}$ se han empleado en formar agua con el oxígeno, deberá haber un sobrante de $58^{\text{c.c.}}$ que con los $79^{\text{c.c.}}$ de nitrógeno, forman los $137^{\text{c.c.}}$ excedentes; agregando otros $29^{\text{c.c.}}$ (mitad de 58) de oxígeno

puro, y haciendo saltar en la mezcla otra chispa eléctrica, desaparecerán $87^{\circ}\text{C}.$ ($58+29=87$) y quedará un residuo de $79^{\circ}\text{C}.$ de nitrógeno.

PROCEDIMIENTOS QUE DAN LA COMPOSICIÓN DEL AIRE EN PESO —Son también varios y se idearon para evitar los errores inherentes á la

medición de volúmenes, aunque se tomen las precauciones que aconseja la ciencia. Son más seguros los datos suministrados por la balanza de precisión, por lo cual los químicos han sustituido los procedimientos volumétricos por los ponderales que tienen sin embargo el inconveniente de ser más complicados y por consiguiente más largos que aquellos.

Brunner ideó un procedimiento en el que el oxígeno se determinaba en peso, absorbiéndole por fósforo colocado entre algodón en rama en un tubo, pesado de antemano, por el que hacía pasar el aire con gran lentitud, merced á un aspirador lleno de aceite; el nitrógeno le determinaba en volumen estando éste representado por el del gas que pasaba al aspirador.

Dumas y Boussingault determinaron con gran exactitud la composición del aire pesando el oxígeno y el nitrógeno. El aparato de que se valieron se componía de un globo de vidrio (fig. 68) de unos 20 litros de cabida, con una armadura metálica *R* con llave de cuadrante en su boca, á fin de ponerle en comunicación con una máquina neumática para hacer el vacío en él y regular después la entrada del aire en su interior; comunica dicho globo con un

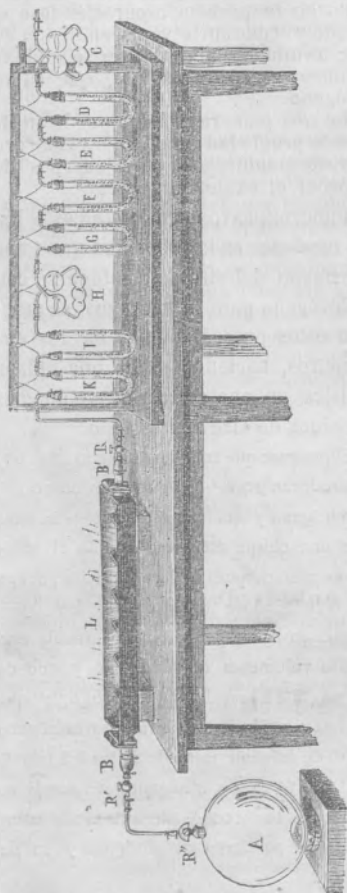


Fig. 68.—Aparato de Dumas y Boussingault para el análisis del aire.

tubo de vidrio poco fusible *BB'* lleno de cobre metálico, que tiene en sus extremos dos llaves *R'R'* que pueden cerrarle herméticamente después de hacer el vacío; este tubo se coloca en un hornillo de combustión y comunica á su vez con una serie de seis tubos en *U*, *K*, *I*, *G*, *F*, *E*, *D*, en los cuales hay fragmentos de potasa cáustica en unos y pie-

dra pomez impregnada de ácido sulfúrico en otros; además, entre el segundo y tercer tubo en U hay uno de bolas de Liebig H con ácido sulfúrico y después del último de aquellos otro de estos C, con una disolución de potasa cáustica. La potasa y el ácido sulfúrico tienen por objeto privar al aire que se va á analizar del anhídrido carbónico, del vapor acuoso y de otras sustancias, de tal manera que al llegar al tubo que tiene el cobre no contenga más que oxígeno y nitrógeno; el tubo de bolas con que termina el aparato se pone en comunicacion con el aire que se quiere analizar por medio de un tubo largo de vidrio.

Para efectuar el análisis se comienza por hacer el vacío en el globo de vidrio y en el tubo que contiene el cobre y se les pesa; colocados en sus respectivos sitios se calienta este último hasta el rojo y abriendo las llaves, el aire tiende á llenar el vacío del tubo y del globo de vidrio, pero al atravesar por los tubos de bolas y los en U son absorbidos el vapor de agua y el anhídrido carbónico llegando al tubo que contiene el cobre al rojo, una mezcla de oxígeno y de nitrógeno; el oxígeno se une con él para formar óxido cúprico y el nitrógeno se recoge en el globo de vidrio; el aumento de peso del tubo que contiene el cobre, será el peso del oxígeno, el del globo será el peso del nitrógeno y la cantidad de aire analizado será lo que pese el volúmen que puede contener el referido globo de vidrio.

Como resultado de los numerosos análisis que se han practicado del aire, tanto en volúmen como en peso, se ha hallado para dicho cuerpo la composición siguiente, respecto al oxígeno y al nitrógeno:

EN VOLÚMEN.		EN PESO.	
Oxígeno.	20,93	Oxígeno.	23,13
Nitrógeno.. . . .	79,07	Nitrógeno.. . . .	76,87
Aire.	100,00	Aire.	100,00

345. Determinación del anhídrido carbónico y del vapor acuoso.—Thénard fué el primero que dió á conocer un procedimiento bastante exacto para determinar la cantidad de anhídrido carbónico que existe en el aire, fijándole por medio del agua de bauta á fin de formar carbonato bórico insoluble. Este procedimiento adolecía de algunas causas de error y de dificultades en la manipulación que se han evitado con el que ha ideado Boussingault, que tiene además la ventaja de poder determinar, al mismo tiempo, si se quiere el vapor acuoso.

El aparato de Boussingault consiste en un aspirador de bastante cabida, provisto en su parte inferior de una llave, y cuya boca comunica con cuatro ó seis tubos en U, que contienen piedra pomez impregnada de ácido sulfúrico uno y fragmentos de potasa cáustica otros; el más inmediato al aspirador contiene pomez sulfúrica y está destinado para absorber el vapor acuoso procedente del agua de aquél; el último comunica con otro de bolas que tiene ácido sulfúrico, que á la par que deseca el aire que va á pasar por los que contienen la potasa, sirve para regular la entrada de aquél en el aparato; el aspirador lleva un termómetro largo para marcar la temperatura de su interior.

Pesados de antemano los tubos en U con potasa cáustica y colocados en el aparato, se abre la llave del aspirador para que se vierta poco á poco el agua que contiene volviéndole á llenar cuantas veces se crean necesarias; el vacío que ésta deja le llena el aire, que tiene que atravesar los tubos en U, en los que es absorbido por la potasa cáustica el anhídrido carbónico, para formar carbonato de potasio; después se pesan nuevamente los tubos y el aumento de peso que hayan experimentado será el del anhídrido carbónico procedente de un volumen de aire igual al del agua que se haya derramado del aspirador.

Como resultado de las determinaciones hechas del anhídrido carbónico del aire, se ha hallado que su cantidad en volumen varía de dos á tres diezmilésimas y en peso de cuatro á seis.

Según los experimentos de Th. Saussure la proporción de este cuerpo varía en algunas circunstancias; es mayor en los lugares habitados que en los que no lo están, debido á que por la respiración los animales exhalan mucho anhídrido carbónico; la cantidad de éste es mayor también durante la noche que por el día, lo que se explica por la propiedad que tienen los vegetales de absorberle por sus partes verdes, bajo la influencia de los rayos solares; el frío parece que aumenta la proporción de dicho cuerpo, mientras que las lluvias le hacen desaparecer siquiera sea momentáneamente, porque es soluble en el agua; también parece que las regiones mas altas de la atmósfera son más ricas en ácido carbónico que las inferiores.

En cuanto al vapor acuoso sabido es que su proporción varía á cada instante y que en Física se estudian los medios de apreciar estas variaciones de la humedad de la atmósfera.

Suponiendo saturado el aire de vapor acuoso, puede fijarse su composición centesimal en peso, en cuanto al oxígeno, nitrógeno, anhídrido carbónico y vapor de agua, de la siguiente manera:

Oxígeno.	20,63
Nitrógeno.	78,49
Vapor acuoso.	0,84
Anhídrido carbónico.. . . .	0,04

100,00

346. El aire es una mezcla y no una combinación.

—Habiéndose observado que la composición del aire no varía sensiblemente respecto al oxígeno y el nitrógeno, ya se analice el de las capas próximas á la superficie de la tierra, el de las regiones á que

ha podido llegarse en las ascensiones aereonáuticas, el de los lugares separados de las grandes poblaciones, etc. (1), creyeron algunos que era una combinación y no una mezcla, pero semejante opinión no es admisible por las razones siguientes:

1.^a Al reunir oxígeno y nitrógeno en las proporciones que están en el aire, no se observa ninguno de los fenómenos que caracterizan á la combinación química, resultando una mezcla cuyas propiedades son intermedias de las de sus componentes.

2.^a Los volúmenes de oxígeno y de nitrógeno que forman el aire no guardan entre sí la relación sencilla que indica la ley de Gay-Lussac, puesto que la pequeña diferencia que hay para que las cantidades de oxígeno y nitrógeno puedan expresarse por los números 20 y 80 respectivamente, no puede atribuirse á error de análisis, pues repetidos estos por procedimientos muy diferentes, en épocas muy distintas y por operadores muy hábiles, constantemente se han hallado aquellas diferencias.

3.^a Si fuera una combinación química se disolvería integralmente en el agua, como lo hacen todos los gases compuestos, y no sucede así, sino que en el aire disuelto en aquella se encuentran el oxígeno y el nitrógeno en la proporción que marcan sus coeficientes de solubilidad y la presión que á cada uno corresponde por la cantidad relativa en que se hallan en la atmósfera (próximamente 33 de oxígeno y 67 de nitrógeno en cada 100 partes de aire disuelto en el agua).

4.^a El poder refringente del aire es igual á la suma de los poderes refringentes del oxígeno y del nitrógeno, mientras que el de los gases compuestos de elementos también gaseosos, siempre es diferente de la suma de los poderes refringentes de sus elementos.

5.^a El óxido nítrico pasa á peróxido de nitrógeno en cuanto se le pone en contacto del aire y nunca se ha observado que un compuesto oxigenado de un elemento cualquiera se peroxide á espensas de otro menos oxigenado que él, del mismo elemento, como lo sería el aire si fuera una combinación, respecto al óxido nítrico.

(1) Únicamente se ha hallado una cantidad de oxígeno algo menor que la ordinaria en el aire recogido en alta mar; no debe llamar la atención que así sea recordando que dicho gas es más soluble en el agua que el nitrógeno y siendo consumido constantemente por la respiración de los seres que viven en el agua del mar, ésta tiene que estar absorbiendo continuamente el de la atmósfera que la rodea.

FÓSFORO.— Ph^{III} ó P^{III} .

Peso atómico.... 31.

28 **347. HISTORIA Y SINONIMIA.**—Descubierto por Brand en 1669, que lo estrajo de la orina. En 1679 consiguió extraerle Kunckel, sospechando el medio empleado por Brand, y por el mismo tiempo le aisló Boyle por indicaciones de Kraff, que poseía el secreto de su descubrimiento. En 1768 Gahn descubrió su existencia en los huesos y poco tiempo después Scheele, Fourcroy y Vauquelin dieron á conocer un procedimiento para extraerle de aquel, que es el mismo que hoy se sigue. Posteriormente se han ocupado de su estudio varios químicos dando como resultado el conocimiento del fósforo rojo ó amorfo debido á Berzelius, Kopp, Schræter y Brodie; el del fósforo negro debido á Paul Thenard (1865) y el del fósforo metálico á Hittorf (1866).

La palabra fósforo se deriva del griego y quiere decir *portador de luz*.

30 **348. Estado en la naturaleza.**—No existe libre; en combinación se le halla en el reino mineral formando los fosfatos metálicos, de los que el más importante es el fosfato cálcico (fosforita, apatita, esparraguina, cropolitos etc.); en los vegetales se halla el fósforo procedente de los fosfatos metálicos que las plantas toman de los terrenos en que viven; de ellos, por la alimentación, pasa el fósforo á los animales en los que forma el fosfato cálcico de los huesos, los fosfatos potásico, sódico, magnésico, férrico, sodo-amónico y amónico-magnésico, de ciertos líquidos y tejidos, y además ciertas sustancias fosforadas, como la lecithina y el ácido fosfo-glicérico, que se encuentran en el cerebro, en los nervios, en los glóbulos sanguíneos, en la bilis y en la yema del huevo. El fósforo es restituído al reino mineral cuando mueren los seres animales.

28 **349. Propiedades físicas.**—Es sólido, de aspecto córneo, incoloro ó de un ligero color amarillo pálido, de olor aliaceo, es decir parecido al de los ajos; su densidad 1,82 á 1,84; es insoluble en el agua, á la que comunica la propiedad de fosforecer en la oscuridad; se disuelve algo en el alcohol, más en el éter, en los aceites fijos, en las esencias, en el petróleo, en la benzina, en el cloruro de azufre, en el triclорuro de fósforo, etc.; pero su mejor disolvente es el sulfuro de carbono, que evaporado lentamente le deja depositar en cristales octaédricos, mientras que de los otros disolventes se deposita en cristales dodecaédricos. Si las disoluciones de fósforo en el sulfuro de carbono se evaporan rápidamente estendiéndolas sobre grandes superfí-

cies, queda el fósforo tan dividido que se inflama al poco tiempo, originando fuegos muy difíciles de contrarestar. A la temperatura ordinaria es blando como la cera; á 0° es quebradizo y también lo es cuando le impurifica una cantidad de azufre que no pase de 1/600; conduce mal el calor y la electricidad.

FOSFORESCENCIA.—Su propiedad más notable y á la cual debe su nombre, es la de emitir luz en la oscuridad; unos la han atribuido á la combustión lenta del fósforo y otros, como Berzelius, á su evaporación. Hoy está demostrado que la fosforescencia no tiene lugar sin la presencia del oxígeno, impidiéndola los gases y vapores que mezclados con aquel puedan evitar la oxidación del fósforo. Para que la fosforescencia se produzca es necesario que el oxígeno actúe á una presión menor que la ordinaria de la atmósfera, así es que no se produce en el oxígeno puro que esté á la presión y temperatura ordinaria.

ACCIÓN DEL CALOR Y DE LA LUZ.—Es notable la acción del calor sobre el fósforo, por las modificaciones que produce en este cuerpo; á la temperatura de 44° á 45° se funde transformándose en un líquido de aspecto oleaginoso, trasparente, muy refringente de 1,88 densidad; puede permanecer en dicho estado hasta una temperatura muy inferior á su punto de fusión (sobrefusión); este fenómeno se observa muy bien en el fósforo fundido dentro de una lejía de potasa, que no se solidifica hasta 3°,3 ó bien tocando la masa líquida con un alambre metálico ó con un agitador de vidrio; entónces lo hace rápidamente, con elevación de temperatura, en una masa de aspecto cristalino y semiopaca; el fósforo que se mantiene líquido en estas condiciones no brilla, ni se oxida por el contacto del aire.

Calentado el fósforo durante bastante tiempo de 230° á 250°, en una atmósfera de nitrógeno ó de anhídrido carbónico, una pequeña parte se volatiliza y la mayor parte se transforma en una masa amorfa de fractura concoidea, brillante, de color oscuro parecido al del chocolate que tratada por el sulfuro de carbono deja como insoluble un polvo violaceo, si la temperatura no pasó mucho de los 230°, ó rojo intenso si fué más elevada; esta sustancia constituye un estado alotrópico, que se conoce con el nombre de *fósforo rojo* ó *amorfo*, cuyas propiedades difieren bastante de las del ordinario; su densidad es 2,14, se funde entre 250° y 260° transformándose en fósforo ordinario; hasta esa misma temperatura no fosforece y es insoluble en el sulfuro de carbono.

Si el fósforo sometido á unos 290° se le enfria de repente vertiéndose

dole sobre agua á 0°, se transforma en una masa negra y elástica con propiedades diferentes de las del fósforo ordinario, que se conoce con el nombre de *fósforo negro*. Calentado este á 290° se volatiliza volviendo al estado de fósforo ordinario.

Por último, calentado el fósforo en un tubo sin aire y en presencia del plomo fundido, este disuelve al fósforo y enfriando el tubo para que se solidifique el metal, queda cubierta su superficie de cristales romboédricos de fósforo, isomorfos con los de arsénico y antimonio, con brillo metálico mirados por reflexión y transparentes y rojos, vistos por refracción, de una densidad de 2,34; este nuevo estado ha recibido la denominación de *fósforo metálico*.

A 290° se volatiliza el fósforo dando un vapor incoloro cuya densidad es 4,32 referida al aire y 62 con relación al hidrógeno; esta densidad es la misma aunque se tome á 1000°; de ella se deduce que una molécula de fósforo, ó sean dos volúmenes de su vapor, no contiene dos átomos como la mayor parte de los cuerpos simples, sino *cuatro* (Ph₄), y por lo tanto que cada átomo ocupa la mitad de su volumen. Es posible que determinando la densidad de su vapor á una temperatura superior á 1000° desaparezca esta anomalía, como ha sucedido con otros cuerpos.

La luz hace experimentar al fósforo una modificación tanto más rápida cuanto más directamente obra sobre él. Si el fósforo ordinario conservado debajo de agua, como es necesario, se expone á la luz, se va cubriendo poco á poco, y de fuera adentro, de una costra blanca, con tinte rojizo, si su acción es muy directa, opaca, de aspecto semicristalino, que termina por transformar á toda la masa en dicha modificación, constituyendo el que se llama *fósforo blanco*, que es frágil, de una densidad de 1,5 y calentado á 50° se transforma en fósforo ordinario.

28 **350. Propiedades químicas.**—El fósforo es un reductor muy enérgico por la gran afinidad que tiene para algunos cuerpos electro-negativos, como el oxígeno, el cloro, etc; es muy inflamable; entra en combustión á 60°, bastando para ello una acción cualquiera física, como un pequeño roce, ó química, como la de algun cuerpo con el que tenga mucha afinidad, para que se produzca su combustión y arda con llama muy brillante; el fósforo amorfo necesita 260° para arder.

Es muy venenoso, produce la muerte en poco tiempo, siendo difícil por eso contrarestar sus efectos; se debe emplear en primer término un vomitivo para que la persona intoxicada arroje las partículas

de fósforo; después debe administrarse una sustancia que neutralice el ácido fosfórico que se haya formado, que es muy corrosivo y deletéreo (1); se usa con este objeto la magnesia desleída en agua y puede emplearse en un caso muy urgente agua con ceniza; la esencia de trementina es un buen antidoto contra el envenenamiento por el fósforo, porque impide que absorba el oxígeno de la sangre. El fósforo rojo no es venenoso.

El fósforo no se combina directamente con el hidrógeno á no ser que ambos cuerpos se encuentren en el llamado estado naciente; si lo hace con el cloro, el bromo y el yodo, con desarrollo de calor y de luz; ya se dijo al tratar de estos cuerpos que introduciendo en una atmósfera de gas cloro (fig. 69) ó de vapor de bromo ó de yodo, un



Fig. 69.—Combustión del fósforo en el cloro.

fragmento de fósforo, arde este porque se combina con aquellos para formar los compuestos correspondientes; el fósforo rojo se combina con los cuerpos halógenos pero sin inflamarse. Brodie ha demostrado que una pequeña cantidad de yodo puede dar lugar á la transformación de una cantidad casi indefinida de fósforo ordinario en rojo.

También se combina el fósforo directamente con el oxígeno: esta combinación puede hacerse lentamente á la temperatura ordinaria sin arder, formándose anhídrido fosforoso, ó rápidamente ardiendo aun debajo del agua (fig. 70) con una llama muy brillante, formándose anhídrido fos-

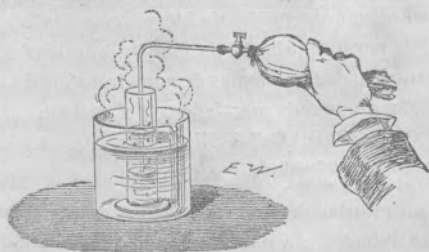


Fig. 70.—Combustión del fósforo debajo del agua.

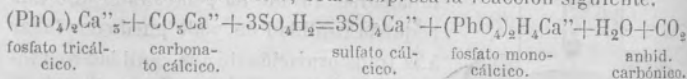
fórico (29); si á la par que el oxígeno actúa la humedad, como sucede cuando se expone el fósforo á la acción del aire, se producen los ácidos fosforoso y fosfórico. El azufre, selenio y telurio se unen al

(1) A la formación de este ácido fosfórico se deben las consecuencias que traen consigo las quemaduras producidas por el fósforo, que deben lavarse con agua amoniacal para neutralizarle.

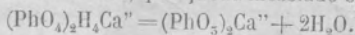
fósforo y alguno de ellos, como el azufre, con detonación; forma también un compuesto con el nitrógeno, el nitruro de fósforo.

Obra como reductor enérgico sobre los oxácidos apoderándose de su oxígeno, así es que transforma el ácido sulfúrico en sulfuroso y á este en sulfhídrico; de una manera análoga actúa sobre las sales de estos ácidos, cubriéndose á veces de una capa metálica. Descompone el agua muy lentamente bajo la influencia de la luz, produciéndose ácido hipofosforoso é hidrógeno fosforado.

351. Extracción del fósforo.—Se extrae este cuerpo de los huesos; para ello se calcinan estos con el objeto de destruir toda su materia orgánica y aislar la parte mineral, formada casi exclusivamente de fosfato y carbonato cálcicos; pulverizados después, se obtiene la *ceniza de huesos*, que se trata en vasijas apropósito por agua y ácido sulfúrico, que transforma al carbonato en sulfato cálcico y anhídrido carbónico que se desprende produciendo mucha efervescencia, y al fosfato tricálcico en fosfato monocálcico soluble y más cantidad de sulfato de calcio, como expresa la reacción siguiente:

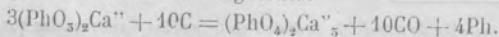


Cuando la reacción ha terminado se deja sedimentar el sulfato cálcico, quedando en disolución el fosfato monocálcico, que se separa por decantación lavando sobre un lienzo el sedimento; se evaporan los líquidos, filtrándoles de cuando en cuando para separar algo del sulfato cálcico que se vá depositando, hasta que toman consistencia de jarabe. Entonces se mezcla la masa obtenida, con carbón formando una pasta que se deseca en unas vasijas de hierro removiéndola continuamente y calentándola por último hasta el rojo; por la acción del calor el fosfato monocálcico pierde dos moléculas de agua transformándose en metafosfato de calcio, que queda mezclado con el carbón:



fosfato monocál- metafosfato de
cico. cálcico.

Se introduce la mezcla en retortas de barro enlodadas cc (fig. 71) que comunican con unos recipientes A A que contienen agua, en los que se condensa el vapor de fósforo. Calentadas las retortas en un horno, se produce la reacción siguiente:



metafosfato cálcico. carbón. fosfato tricálcico óxido de fósforo.
carbono.

En la práctica no se llega á obtener toda la cantidad de fósforo que la teoría indica, debido á que no desecándose completamente la mezcla de fosfato y carbón, se producen entre otros cuerpos, hidrógeno carbonado y fosfuro de hidrógeno, que se desprenden al mismo tiempo que el óxido de carbono.

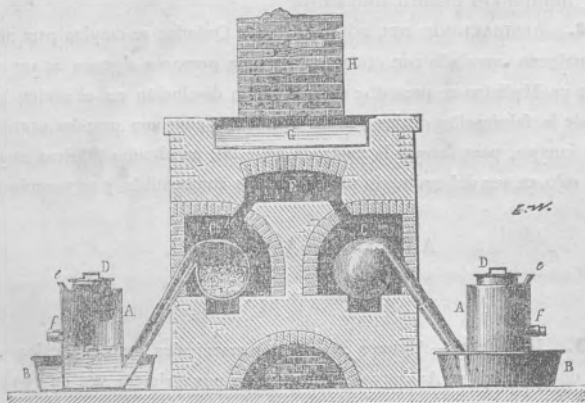


Fig. 71.—Extracción del fósforo.

El fósforo que se condensa en los recipientes no es puro; tiene un color oscuro, casi negro; se le purifica fundiéndole en agua caliente, filtrándole, siempre dentro del agua, por una piel de gamuza y lavándole con amoníaco y con una disolución de bicromato potásico y ácido sulfúrico; alguna vez, aunque rara, se termina la purificación destilándole en una atmósfera de hidrógeno ó de nitrógeno. Se le da 1ª forma de cilindros introduciéndole cuando está fundido, en moldes de dicha forma, ligeramente cónicos; se conserva siempre dentro de agua y evitando en lo posible la acción de la luz. Se le puede conservar también introduciendo los cilindros en una disolución de sulfato cúprico para que se cubran de una capa de cobre metálico que preserve al fósforo del contacto del aire que produciría su inflamación. También se le puede dar la forma de arenillas echándole en un frasco que contenga orina ó una disolución de urea, á la temperatura de 50.º y agitando aquel continuamente hasta que se enfria.

OBTENCIÓN DEL FÓSFORO ROJO Ó AMORFO.—Por el procedimiento de Schraetter se obtienen grandes cantidades; para ello se calienta durante muchas horas el fósforo ordinario á una temperatura de 230º á 250º en un aparato lleno de gas nitrógeno ó de anhídrido carbónico;

una pequeña parte no experimenta la transformación y se la separa tratándole por sulfuro de carbono que disuelve al fósforo ordinario y nó al rojo.

Puede también emplearse el procedimiento de Brodie fundado en la acción del yodo; éste forma yoduro de fósforo que le contiene en estado amorfo y que se descompone inmediatamente después de formado, dejando el fósforo rojo libre.

352. APLICACIONES DEL FÓSFORO.—En Química se emplea para absorber el oxígeno mezclado con otros gases y para preparar algunos de sus compuestos; en Medicina se prescribe alguna vez en disolución en el aceite; la industria de la fabricación de las cerillas fosfóricas consume grandes cantidades de este cuerpo, para formar la pasta de aquellas; en algunas fábricas emplean fósforo rojo en vez del ordinario por ser menos combustible y no venenoso.

ARSENICO.—As^{'''} ó Ar^{'''}.

Peso atómico. . . . 75.

353. HISTORIA.—Algunos compuestos arsenicales eran conocidos ya en tiempo de Dioscórides Anazarveo; fué extraído por primera vez en 1694 por Schræder.

354. Estado natural.—Se le encuentra algunas veces libre en masas laminares ó en concreciones (arsénico nativo) pero más frecuentemente en combinación con el oxígeno ó con el azufre, formando bisulfuros, como el rejalgar y el oropimente y sulfoarseniuros, como el de hierro (mispickel); se halla también bajo la forma de arseniatos metálicos cristalizados; algunas aguas minerales ferruginosas contienen arsénico, aunque en muy pequeña cantidad. Orfila creyó que el arsénico existía normalmente en la economía animal, pero esta opinión no ha sido comprobada.

355. Propiedades físicas.—Es sólido, cristaliza en romboedros agudos, siendo isomorfo con el telurio y el antimonio; tiene brillo metálico; unas veces es gris parecido al acero y otras más claro y se asemeja al estaño; es frágil pudiéndosele pulverizar con facilidad; su densidad varía entre 5,63 y 5,9; insoluble en el agua y en los vehículos neutros y buen conductor de la electricidad; á 180° comienza á emitir vapores y al rojo oscuro se volatiliza sin fundirse; se consigue tenerle fundido á una presión superior á la ordinaria, calentándole en un tubo de vidrio cerrado herméticamente, y entonces se presenta en el estado líquido, incoloro y trasparente; el vapor de arsénico es incoloro, de olor aliáceo característico, de una densidad 10,37 mayor que la del aire y 150 mayor que la del hidrógeno, siendo anormal como la del fósforo; se condensa por enfriamiento en cristales, aunque según algunos el arsénico sublimado presenta la forma mameonar; cuando se le calienta durante algún tiempo de 400° á 500° se modifica apareciendo de color claro parecido al estaño que Berzelius consideró como un estado alotrópico del arsénico.

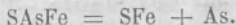
356. Propiedades químicas.—El arsénico es reductor y combustible; arde á la temperatura



Fig. 72.—Combustión del arsénico en el cloro.

del rojo con llama azulada, desprendiendo humos blancos de anhídrido arsenioso, si la combustión tiene lugar en el oxígeno ó en el aire; no es venenoso sinó se oxida. Se combina con el hidrógeno cuando ambos se hallan en estado naciente; haciendo caer arsénico en polvo muy ténue en una atmósfera de gás cloro (fig. 72) ó de vapor de bromo arde; se oxida en contacto del aire húmedo, perdiendo el brillo metálico, lo que no sucede en el aire ó en el oxígeno secos sinó á la temperatura de 70°; el producto de esta oxidación es el anhídrido arsenioso; se combina con el azufre á una temperatura elevada, produciéndose rejalgar ú oropimente; los hidrácidos apenas reaccionan sobre él; los oxácidos le oxidan transformándole en ácido arsenioso ó en ácido arsénico y lo mismo sucede con todos los cuerpos oxidantes.

357. Extracción.—Se extrae generalmente del mispickel, calentándole al rojo; se volatiliza el arsénico y queda transformado en sulfuro de hierro:



sulfo-arseniuro sulfuro arsénico.
de hierro. ferroso.

Puede obtenerse también reduciendo el anhídrido arsenioso por el carbón:



anhídrido carbono. óxido de arsénico.
arsenioso. carbono.

En uno y otro caso se efectúa la operación en una retorta de barro á la que se ajusta una alargadera de vidrio y á esta un recipiente, que se mantiene frío para que se condensen los vapores de arsénico. Se purifica destilándole nuevamente.

358. APLICACIONES.—Se emplea en la fabricación de los perdigones y para producir la luz conocida con el nombre de fuego indiano.

ANTIMONIO.—Sb^{III}.

Peso atómico.... 120.

359. HISTORIA.—Descubierto á mediados del siglo XV por Basilio Valentin. El nombre latino *Stibium* se aplicó al sulfuro de este metal; la palabra

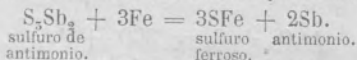
antimonio creen unos proviene de *anti-moine* (contra monge) y otros de *antimonias*, nombre que se daba á las gangas de algunos minerales de plata.

360. Estado en la naturaleza.—Se encuentra formando un trióxido (valentinita) y un tetraóxido (cervantita); el mineral más abundante es el sulfuro (estibina, antimonio gris); unido á la plata y al níquel formando los antimoniuros correspondientes.

361. Propiedades.—Es sólido, con brillo metálico, blanco azulado, cristaliza en romboedros que se agrupan bajo la forma de estrellas ó de hojas de helecho, de estructura cristalina y laminosa; es bastante duro y frágil por lo que se le puede pulverizar; también se presenta amorfo y entonces tiene color gris de acero y es más blando; su densidad es 6,75 y la del amorfo 5,8; es insoluble en el agua y conduce algo el calor y la electricidad; á 450° se funde y al rojo se volatiliza, pudiendo destilarle en una atmósfera de hidrógeno.

Tiene caracteres de metal y algunos autores le incluyen entre ellos; es electro negativo y forma antimoniuros, pero también forma sales sustituyendo al hidrógeno de los ácidos; arde con llama muy brillante en el oxígeno puro y en el aire; también arde en el cloro (**133**). Se combina directamente con el cloro, bromo y yodo con desprendimiento de calor y de luz; á la temperatura ordinaria no se oxida en contacto con el oxígeno puro ó del aire, esté seco ó húmedo, pero sí á una temperatura elevada desprendiendo humos blancos de trióxido de antimonio; también se une al azufre, selenio, teluro y fósforo á una temperatura elevada; el ácido clorhídrico le ataca, sobre todo en caliente, formando cloruro de antimonio y desprendiendo hidrógeno; el sulfúrico no le ataca en frío pero sí por la acción del calor, desprendiendo gas sulfuroso y formándose sulfato de antimonio; descompone el agua á la temperatura del rojo.

362. Obtención del antimonio.—Puede obtenerse reduciendo su óxido por el flujo negro (mezcla de carbón y de carbonato potásico); el carbón se une al oxígeno y el antimonio queda libre, formando en el fondo del crisol una masa metálica (*régulo de antimonio*). Generalmente se le extrae del sulfuro por medio del hierro:



Se purifica el antimonio obtenido por el procedimiento anterior, reduciéndole á polvo ténue que se mezcla con carbonato sódico y con un poco de nitro y se funde la mezcla en un crisol.

363. APLICACIONES.—El antimonio se emplea para preparar ciertas aleaciones metálicas, entre otras la de los caracteres de imprenta.

BISMUTO.—Bi."

Peso atómico.... 210.

364. HISTORIA.—Descubierto por Jorge Agrícola á principios del siglo XV.

365. Estado en la naturaleza.—Se le encuentra nativo y también en el estado de óxido, de sulfuro y de telururo.

366. Propiedades.—Es sólido, cristaliza en romboedros cu-

boides, que se reúnen formando tolvas; su color es blanco con un viso amarillo rojizo y otras veces presenta hermosos reflejos irisados; su densidad 9,8; se funde á 264° y en el estado líquido es más denso que en el sólido, por lo que al solidificarse aumenta de volumen como el agua; al rojo blanco hierve y su vapor se condensa en pequeñas láminas si se evita el contacto del aire; antes de su punto de ebullición ya comienza á volatilizarse.

Es más electro-positivo que el antimonio; arde en una atmósfera de cloro y también se une al bromo y al yodo directamente; se oxida á la temperatura del rojo; se combina también con el azufre, selenio, telurio y fósforo; el ácido clorhídrico le ataca con dificultad y el sulfúrico en caliente le transforma en sulfato de bismuto, desprendiendo gas sulfuroso.

367. Obtencion.—Generalmente se le extrae de los minerales que contienen el bismuto nativo, para lo cual se les calienta en tubos de hierro dispuestos en plano inclinado en un horno largo; el metal se funde y se reúne en la parte inferior de aquellos de donde se le extrae por unos orificios. Se le purifica fundiéndole con carbonato sódico y nitró y mejor aún disolviéndole en ácido nítrico, para formar nitrato, que tratado por un exceso de agua deja precipitar el subnitrato de bismuto; se lava éste y deseca, reduciéndole después á una temperatura moderada, por medio del flujo negro.

Se le cristaliza fundiéndole en una cápsula ó en un crisól, dejándole enfriar lentamente, rompiendo la costra sólida con un hierro enrojecido y vertiendo el metal que aún permanece líquido, queda una geoda de bismuto cristalizado en romboedros cuboides con hermosos reflejos irisados.

368. APLICACIONES.—Se emplea unido al plomo, estaño y cadmio para formar aleaciones fusibles, como las de Newton, Arcet y Wood, por la propiedad que tiene de aumentar la fusibilidad de aquellos.

Combinaciones de los metaloides trídnamos con los monodínamos.

369. Los compuestos que forman el nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y bismuto, con el hidrógeno, cloro, bromo, yodo y fluor, son los que se expresan en el siguiente cuadro:

Compuestos del nitrógeno.

*	NH	NH ₂	NH ₅	NH ₄	»
»	»	» ₃	NCl ₅	»	»
»	»	»	NBr ₅	»	»
»	»	»	NHl ₂	»	»

Compuestos del fósforo.

Ph ₂ H	*	PhH ₂	PhH ₅	PhH ₄	»
»	»	»	PhCl ₅	»	PhCl ₅
»	»	»	PhBr ₅	»	PhBr ₅
»	»	PhI ₂	PhI ₅	»	»
»	»	»	PhFl ₅	»	PhFl ₅

Compuestos del arsénico.

As_2H_2	»	AsH_2	AsH_3	AsH_4	»
»	»	»	$AsCl_3$	»	»
»	»	»	$AsBr_3$	»	»
»	»	»	AsI_3	»	»
»	»	»	$AsFl_3$	»	»

Compuestos del antimonio.

»	»	»	SbH_3	»	»
»	»	»	$SbCl_3$	»	$SbCl_5$
»	»	»	$SbBr_3$	»	»
»	»	»	SbI_3	»	»
»	»	»	$SbFl_3$	»	»

Compuestos del bismuto.

»	»	»	$BiCl_3$	»	»
»	»	»	$PiBr_3$	»	»
»	»	»	BiI_3	»	»
»	»	»	$BiFl_3$	»	»

De estos cuerpos el *imido* NH , *amido* NH_2 , *amonio* NH_4 , *fosfonio* PhH_4 , y *arsonio* AsH_4 , son hipotéticos, pero admitiéndoles, se interpreta con facilidad la constitución de algunos compuestos, sobre todo de la Química orgánica. Cualquiera que sea la dinamicidad que se suponga á los cuerpos de este grupo, las moléculas de dichos compuestos hipotéticos son incompletas y por lo tanto son radicales.

En cuanto á los arseniuros de hidrógeno sólido y líquido, se coloca á su lado el signo (?) para expresar que son cuerpos cuya existencia se ha indicado por algunos químicos, pero que aún no se ha comprobado.

A poco que se fije la atención en el cuadro anterior se observa que el mayor número de los cuerpos comprendidos en él corresponde á la columna que encabeza el amoniaco (NH_3), de donde se deduce que las fórmulas de todos ellos pueden referirse á la de aquel cuerpo, con solo cambiar en ella el nitrógeno por el fósforo, arsénico, antimonio ó bismuto y el hidrógeno por el cloro, bromo, yodo ó fluor.

El único del que hasta ahora no se conoce ninguna combinación con el hidrógeno es el bismuto.

AMONIACO.— NH_3

(Amina).

Peso molecular.... 17.

370. HISTORIA Y SINONIMIA.—Kunckel y Boyle en el siglo XVII conocieron ya la existencia del amoniaco. En 1756 Black distinguió el amoniaco del

carbonato amónico. Priestley descubrió el gas amoníaco en 1774 y once años después Bertollet determinó su composición y estudió sus propiedades, de lo cual se ocupó también el químico sueco Scheele.

Se dió á este cuerpo el nombre de amoniaco porque los habitantes de la Libia extraían la sal amoniaco de los excrementos de los camellos, junto á un templo dedicado á Júpiter Ammon. Recibe además el de *nitruro trihídrico*.

371. Estado en la naturaleza.—Según Boussingault y Schlöesing existe libre en el agua del mar, desde la cual pasa á la atmósfera y es llevado por las corrientes del aire á los continentes en los que es absorbido por la tierra y por los vegetales. En estado de sales amónicas está muy repartido en los tres reinos de la naturaleza; en el aire y en casi todas las aguas naturales, en muchos terrenos, en la herrumbre y en muchas variedades de peróxido de hierro, en los jugos vegetales, en la orina, en la saliva, en las lágrimas, en el sudor, etc.; se encuentran compuestos amoniacaes, como el carbonato, el nitrato, el cloruro, el sulfuro, etc. Parece que se encuentra el amoniaco libre en la sangre y en otros líquidos serosos, procedente de la descomposición de las sales amónicas.

372. Propiedades físicas.—Es un gas diáfano que se transforma en un líquido incoloro, muy móvil y refringente á -40° ó á la presión de 7 atmósferas; á 75° se convierte en una masa sólida cristalina parecida á la nieve; es incoloro, de olor fuerte y sofocante que produce lagrimeo y una sensación especial en la mucosa de la nariz y que es característico; sabor muy cáustico; tiene por densidad 0,591 y 8,5 referida al hidrógeno; en el estado líquido su densidad es 0,73; es muy soluble en el agua y algo en el alcohol; un volumen de aquella á 15° , disuelve 783 volúmenes de gas amoniaco y á 0° hasta 1,147 volúmenes; por esta razón si se introduce en agua la boca de una probeta llena de gas amoniaco, aquella penetra en su interior con tanta velocidad que chocando contra la parte superior puede romperla; si se tiene un frasco (fig. 73) lleno del referido gas, cuya boca esté cerrada con un corcho por el que atraviesa un tubo de vidrio que termina interiormente en agujero capilar y se introduce el otro extremo en agua, ésta penetra dentro del frasco en forma de surtidor hasta llenarle completamente; si se la tiñe de color azul con tintura de violetas, adquiere al penetrar en el frasco color verde y si se la tiñe con la misma tintura, ó mejor con la de tornasol, enrojecida por un ácido, vuelve á adquirir color azul al penetrar en aquél.

La disolución acuosa de amoniaco tiene el olor y muchas de las

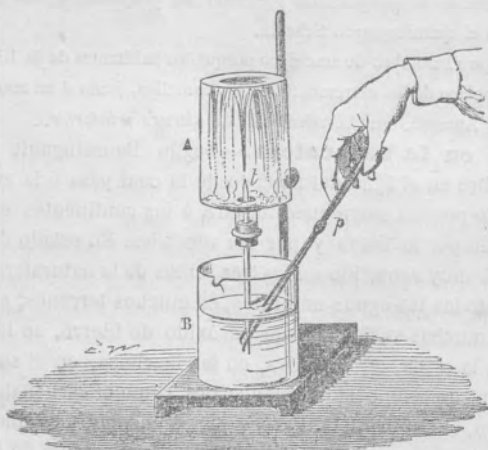


Fig. 73.—Solubilidad del gas amoniaco en el agua.

se depositan cristales prismáticos incoloros cuya composición es $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Sometido á una temperatura elevada se descompone en sus dos elementos; cuando se le hace atravesar por un tubo de porcelana al rojo blanco, A B (fig. 74) se obtiene una mezcla de hidrógeno y de ni-

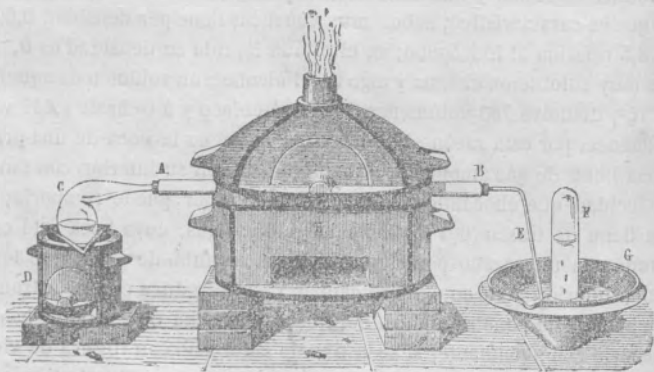


Fig. 74.—Descomposición del gas amoniaco por el calor.

trógeno; para ello se calienta en una retorta C la disolución acuosa de este gas; la mezcla gaseosa se recoge en probetas F en la cuba hi-

propiedades del
gás; es menos den-
sa que el agua y
cuando está satu-
rada á $+10^\circ$ su
densidad es 0,875;
comunmente se
la conoce con los
nombres de *amo-
niaco líquido ó
cáustico* y de *álcali
volátil* y suele mar-
car 22° B.é; her-
vida desprende
todo el amoniaco
y sometida á -40°

droneumática G. Esta descomposición se favorece colocando en el interior del tubo trozos de hierro ó de platino. La luz no ejerce ninguna acción sobre el amoniaco; no así la electricidad, puesto que se descompone sometido á una série de chispas eléctricas.

373. Propiedades químicas.—Es un cuerpo electro-positivo, sobre todo cuando está disuelto en el agua, que funciona como una base enérgica, saturando á los ácidos para formar las sales amónicas. Más adelante se verá que se explica este hecho admitiendo que en dicha disolución existe el hidrato de un radical (*amonio*) análogo á los hidratos de ciertos metales (1); por esto enverdece las tinturas vegetales y vuelve el color azul á las enrojecidas por los ácidos. Introduciendo una cerilla encendida en una probeta llena de gás amoniaco aquella se apaga y éste no arde; sin embargo, puede arder en presencia de ciertos cuerpos comburentes como el oxígeno y el cloro. No sirve para la respiración, siendo un cuerpo muy venenoso cuando se le respira ó cuando se bebe su disolución acuosa; deben emplearse sustancias ácidas como las limonadas, el vinagre, etc., para contrarrestar sus efectos.

AMINAS Y AMIDAS.—El amoniaco es uno de los tipos químicos y á su molecula se refieren las de muchos compuestos, ya se suponga sustituido en ella el nitrógeno por el fósforo, arsénico ó antimonio ó ya el hidrógeno por distintos radicales. En este caso si el radical que sustituye al hidrógeno es electro-positivo (R^+) los compuestos resultantes se llaman *aminas*, pero si es electro-negativo (R^-) reciben el nombre de *amidos* ó *amidas*.

Las aminas pueden ser *mono-aminas*, *diaminas*, *triaminas*, etc., según que se las suponga derivadas del tipo amoniaco sencillo, del bicondensado, del tricondensado, etc. Las *diaminas*, *triaminas*, etc., reciben la denominación genérica de *poliaminas*.

Por la misma razón las amidas pueden ser *mono-amidas*, *diamidas*, *triamidas*, etc., según que se deriven de una, dos, tres, etc., moleculas de amoniaco y las *diamidas*, *triamidas*, etc., se llaman también genéricamente *poliamidas*.

Lo mismo las aminas que las amidas, se dividen en *primarias*, *secundarias* ó *terciarias* según que procedan de la sustitución de uno, de dos ó de los tres átomos de hidrógeno del tipo amoniaco.

Como existen algunos cuerpos que proceden de la sustitución del hidrógeno del fósforo, del arseniuro ó del antimoniuro trihídricos por radicales electro-positivos, estos compuestos reciben por analogía los nombres de *fosfaminas* ó *fosfinas*, de *arsenaminas* ó *arsinas* y de *estibaminas*; también por analogía reciben el nombre de *bismulaminas* ó *bismulinas*, algunos compuestos que forma el bismuto.

(1) Los trabajos modernos de Tommasi y de Bouty parecen demostrar que no existe el hidrato de amonio en dicha disolución.

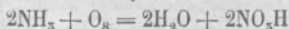
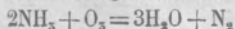
El siguiente cuadro dá una idea general de las aminas y amidas primarias, secundarias y terciarias:

Fórmulas generales y ejemplos de mono-aminas y mono-amidas.. . . .	aminas..	Primarias—N'''	$\left\{ \begin{array}{l} R+ \\ H \\ H \end{array} \right.$	$\left. \begin{array}{l} \text{ej. la kalamina} = \text{NH}_2\text{K} \\ \text{la hidroxilamina} = \text{NH}_2(\text{HO})' \end{array} \right\}$
		Secundarias—N'''	$\left\{ \begin{array}{l} R+ \\ R+ \\ H \end{array} \right.$	$\left. \begin{array}{l} \text{ej. la dimetilamina} = \text{NH}(\text{CH}_3)_2 \end{array} \right\}$
		Terciarias—N'''	$\left\{ \begin{array}{l} R+ \\ R+ \\ R+ \end{array} \right.$	$\left. \begin{array}{l} \text{ej. la trietilamina} = \text{N}(\text{C}_2\text{H}_5)'_3 \end{array} \right\}$
	amidas..	Primarias—N'''	$\left\{ \begin{array}{l} R- \\ H \\ H \end{array} \right.$	$\left. \begin{array}{l} \text{ej. la acetamida} = \text{NH}_2(\text{C}_2\text{H}_3\text{O})' \end{array} \right\}$
		Secundarias—N'''	$\left\{ \begin{array}{l} R- \\ R- \\ H \end{array} \right.$	$\left. \begin{array}{l} \text{ej. la diyodamida} = \text{NHI}_2 \\ \text{(yoduro de nitrógeno.)} \end{array} \right\}$
		Terciarias—N'''	$\left\{ \begin{array}{l} R- \\ R- \\ R- \end{array} \right.$	$\left. \begin{array}{l} \text{ej. la tricloramida} = \text{NCl}_3 \\ \text{(cloruro de nitrógeno.)} \end{array} \right\}$

El amoniaco es un cuerpo sobre el que ejercen acciones interesantes muchas especies químicas simples y compuestas. El hidrógeno no se combina con él directa ni indirectamente y aunque se admite el radical *amonio* ($\text{NH}_4 = \text{NH}_3 + \text{H}$) no se le ha podido aislar.

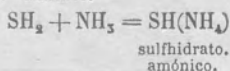
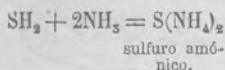
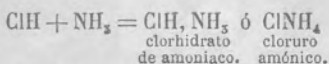
El cloro reacciona sobre el amoniaco produciendo ácido clorhídrico y nitrógeno que queda libre (335); el ácido clorhídrico formado se combina con parte del amoniaco para formar cloruro amónico; si se hace actuar un exceso de cloro, se combina con el nitrógeno formándose tricloruro de nitrógeno (*tricloramida*); esta acción tiene lugar lo mismo con las disoluciones acuosas de cloro y amoniaco. Debido á estas acciones el amoniaco arde con llama verdosa cuando se le dirige á un frasco lleno de gas cloro; el bromo y el yodo reaccionan sobre él lo mismo que el cloro.

También es notable la acción del oxígeno sobre este cuerpo; se combina con su hidrógeno para formar agua, quedando libre el nitrógeno y en alguna ocasión, por la influencia de ciertos agentes, es quemado además el nitrógeno, formándose ácido nitroso y hasta ácido nítrico:



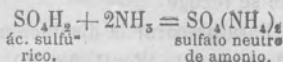
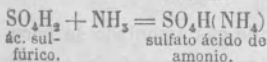
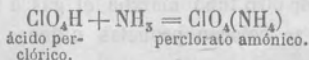
que se unen al amoniaco no descompuesto formando nitrito ó nitrato amónicos. Estas reacciones explican la combustión que se verifica cuando se hace llegar una corriente de oxígeno á un vaso que contiene disolución acuosa de amoniaco, encima de la cual se suspende á poca distancia, una espiral de alambre de platino enrojecida, que continúa roja por el calor que se produce al quemarse el amoniaco en el oxígeno. Una mezcla de amoniaco y de oxígeno detona aproximando á ella una cerilla encendida ó por una chispa eléctrica; esta combustión se puede producir también en presencia de la esponja de platino. El ozono quema directamente el amoniaco sin necesidad de agentes catalíticos. El azufre puede en algunos casos reaccionar sobre él formándose sulfuro amónico y desprendiéndose nitrógeno.

Los hidrácidos se combinan integralmente con el amoniaco formando el compuesto amónico correspondiente, que por regla general es una sal halógena, á no ser tratándose de los ácidos sulfhídrico, selenhídrico y telurhídrico:



Algunos anhídridos reaccionan sobre el amoniaco dando compuestos amidados.

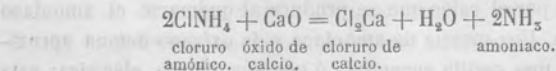
Los oxácidos se combinan también con él, formándose con su hidrógeno básico y el amoniaco, el radical amonio, resultando por lo tanto las sales amónicas correspondientes:



Se supone que al disolverse el gas amoniaco en el agua, reacciona sobre esta, formando óxido de amonio hidratado y que existe en la disolución más saturada un pentahidrato de dicho óxido; á este óxido amónico se atribuyen las cualidades de base enérgica que tiene el amoniaco disuelto en agua.

Algunos cloruros, como el de plata, tienen la propiedad de absorber grandes cantidades de gas amoniaco, la que se utiliza para conseguir liquidarle.

374. Preparación del amoniaco.—Tratando una sal amónica por un álcali fijo ó una tierra alcalina, se desprende amoniaco: De todas las sales amónicas la que comunmente se emplea es el cloruro amónico (*sal amoniaco*) y de los álcalis fijos y tierras alcalinas, el óxido de calcio (*cal viva*):



Se coloca en un matraz A (fig. 75) una mezcla de cloruro amónico

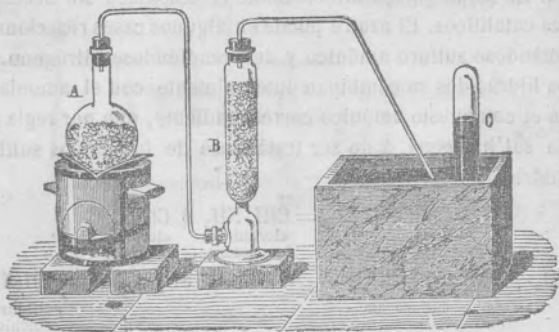
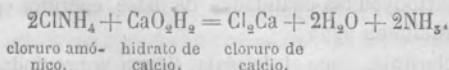


Fig. 75.—Preparación del gas amoniaco.

y de cal viva, ambos pulverizados, de manera que ocupe como unas dos terceras partes de su cabida; se ajusta á su boca un tubo que sirve para conducir el gás á la probeta B que contiene trozos de cal viva; desde esta por otro tubo marcha el gás á la cuba hidrargíro-neumática donde se colocan probetas c llenas de mercurio en las que se recoge.

Para preparar la disolución acuosa de gás amoniaco se hace uso del aparato de Woulf (fig. 76). En este caso en vez de la cal viva se suele emplear la cal apagada (*hidrato de calcio*) en exceso para que se forme, según algunos, un oxiclорuro de calcio y se la mezcla con la sal amoniaco en el mismo matraz:



Siendo la disolución del amoniaco en el agua, menos densa que esta, los tubos que conducen el gás para que se disuelva en ella de-

ben llegar hasta el fondo de los frascos, para que se encuentre primero con las capas de líquido menos saturadas que ocupan la parte inferior.

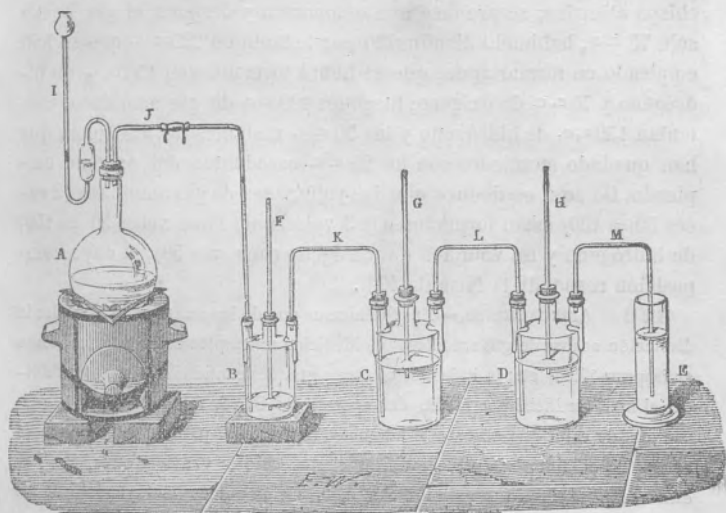


Fig. 76.—Preparación de la disolución acuosa de gas amoníaco.

LIQUEFACCIÓN DEL GAS AMONIACO.—Para liquidar este gas se co-



Fig. 77.—Tubo de Faraday.

Para liquidar este gas se coloca en el extremo cerrado del tubo de Faraday (fig 77) un poco de cloruro argéntico al que se haya hecho absorber gas amoníaco (puede absorber á la temperatura ordinaria 320 veces su volumen); se calienta, despues de cerrar el tubo, á una temperatura de 110° por medio de una disolución salina y á la par se sumerge el otro extremo en una mezcla frigorífica de nieve y sal; el cloruro argéntico deja desprender el gas amoníaco que efecto de la presión que experimenta, por no tener espacio en que difundirse, se liquida en el extremo enfriado.

375. Análisis del gas amoníaco.—Para determinar la composición de este cuerpo se introducen 100 c. c. en un eudiómetro

y se hacen saltar en su interior gran número de chispas eléctricas; el volumen gaseoso va aumentando hasta llegar á 200 c. c.; entonces se introducen 100 c. c. de oxígeno y por la mezcla se hace pasar una chispa eléctrica; se produce una detonación y después el gas ocupa solo 75 c. c., habiendo disminuido por lo tanto en 225 c. c. que se han empleado en formar agua, que se habrá formado con 150 c. c. de hidrógeno y 75 c. c. de oxígeno; luego los 100 c. c. de gas amoníaco, contenían 150 c. c. de hidrógeno y los 50 c. c. restantes de nitrógeno, que han quedado mezclados con los 25 c. c. escedentes del oxígeno empleado. De aquí se deduce que dos volúmenes de gas amoníaco (2 veces $50 = 100$) están formados por 3 volúmenes (tres veces $50 = 150$) de hidrógeno y un volumen de nitrógeno (una vez 50), á cuya composición responde la fórmula NH_3 .

376. APLICACIONES.—En Química es uno de los reactivos más usados la disolución acuosa de gas amoníaco; en Medicina se emplea como cáustico, como antiespasmódico, etc; la industria consume grandes cantidades; sirve para fabricar el hielo artificial por medio del aparato de Carré, fundándose en la gran cantidad de calor que absorbe el amoníaco liquidado al pasar al estado gaseoso; se emplea en tintorería para modificar ciertos colores y avivar otros, etc. Por esta razón se fabrican grandes cantidades de amoníaco extrayéndolo de las sales amónicas procedentes de la putrefacción de las orinas ó de la destilación seca de los huesos ó de las aguas de lavar el gas del alumbrado (1).

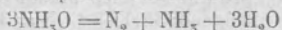
El amoníaco del comercio nunca es puro; contiene muchas sustancias fijas y volátiles (cloruro y carbonato amónicos, sales del agua en que está disuelto, materias orgánicas, etc); por esto deja un residuo oscuro cuando se le evapora en una cápsula.

377. Hidroxilamina (oxiamoníaco).— $\text{NH}_2(\text{HO})' = \text{NH}_2\text{O}$.—Este cuerpo descubierto por Losen, y que se puede suponer derivado del amoníaco en el que un átomo de hidrógeno ha sido reemplazado por el oxhidrilo (HO'), no se ha conseguido hasta ahora aislarle en estado de pureza y solo se le conoce en disolución acuosa diluida ó en combinación con los ácidos.

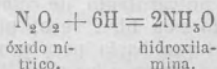
Tiene los caracteres de las bases enérgicas, formando con los ácidos sales perfectamente definidas y cristalizables; funciona como cuerpo reductor puesto que se precipita óxido cuproso cuando se añade la hidroxilamina ó una de sus sales á una sal cúprica. Es muy inestable y cuando se le quiere aislar en estado de pureza se desco-

(1) El que procede de este origen suele contener principios pirogenados que hacen tomar al líquido una coloración mas ó menos rosada cuando se le neutraliza por un ácido como el clorhídrico ó el sulfúrico.

bla en nitrógeno, amoniaco y agua, con desarrollo de calor, lo que demuestra que es un compuesto endotérmico:



Se produce cuando se hace actuar sobre el éter nítrico (nitrato de etilo) ó sobre el nitrato amónico, un agente reductor, como el estaño con ácido clorhídrico; también se forma por la acción del estaño sobre el ácido nítrico diluido. Losen ha preparado sintéticamente la hidroxilamina haciendo pasar una corriente de óxido nítrico sobre estaño humedecido con ácido clorhídrico que origina un desprendimiento de hidrógeno:



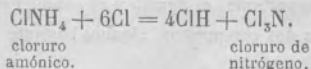
En estas reacciones la hidroxilamina queda combinada con parte del ácido clorhídrico, formando un clorhidrato de hidroxilamina ó cloruro de oxiamonio ($\text{ClH}, \text{NH}_3\text{O} = \text{Cl NH}_4\text{O}$), y mezclada con algo de cloruro amónico; para separarlos se trata la mezcla por alcohol absoluto que no disuelve al cloruro amónico. Se ha intentado aislarla descomponiendo el sulfato de hidroxilamina por la cantidad exactamente suficiente de agua de barita.

Además del clorhidrato y del sulfato de hidroxilamina se conocen otras sales, como el nitrato, el oxalato etc.

Compuestos del nitrógeno con los cuerpos halógenos.

378. Tricloruro de nitrógeno.—(*Tricloramida*) Cl_3N .—Este cuerpo, conocido también con el nombre de *clórico nitroso*, fué preparado por Dulong en 1812; es un líquido oleaginoso muy fluido y de olor penetrante; su densidad es 1,653 insoluble en el agua y bastante volátil; destila á 71° y se descompone á 100° , produciendo una explosión muy violenta; muchos cuerpos inorgánicos, como el selenio, el fósforo, el arsénico, el amoniaco, la fosfamina, etc. y muchas sustancias orgánicas, como la esencia de trementina y las grasas, le descomponen también con explosión; algunos ácidos como el clorhídrico, el sulfúrico, el sulfuroso etc. le descomponen sin explosión, por lo que se les ha utilizado para hacer su análisis.

Se prepara haciendo actuar el gas cloro sobre una disolución acuosa de sal amoniaco al 8 0/0; el cloro es absorbido poco á poco apareciendo en aquella unas gotitas como de aceite que van reuniéndose en el fondo:



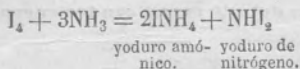
Puede prepararse también por la acción del cloro sobre el amoniaco (**335**) ó por la del ácido hipocloroso sobre la sal amoniaco. Siendo un cuerpo tan detonante, su preparación no debe hacerse sin tomar algunas precauciones para evitar que detone y si tiene lugar la explosión, para que sus consecuencias no sean sensibles.

379. Tribromuro de nitrógeno.— Br_3N . Según Millon este cuerpo se produce siempre que se hace actuar el bromuro potásico sobre el tricloruro de nitrógeno ($3\text{BrK} + \text{Cl}_3\text{N} = 3\text{ClK} + \text{Br}_3\text{N}$).

380. Yoduro de nitrógeno.—(*Diiodamida*)— NH_2I .—No están conformes los químicos acerca de la verdadera fórmula de este compuesto, lo que nada tiene de particular si se tiene en cuenta la dificultad que existe para determinar su composición debido á sus propiedades; alguno le ha asignado la fórmula I_3N , Bunsen la de $\text{N}_2\text{I}_3\text{H}_3 = \text{I}_3\text{N}.\text{NH}_3$; pero la mas admitida es la que se consigna antes. Se le llama también *yódido nitroso*.

Es un cuerpo sólido, pulverulento, de color pardo oscuro y muy difícil de manejar cuando está bien seco, porque detona violentamente con tanta facilidad que basta para producir su explosión el roce de las barbas de una pluma ó las vibraciones, por insignificantes que sean, del pavimento ó una pequeña elevación de temperatura; dejando caer un poco de polvo de este cuerpo detona en el aire antes de llegar al suelo; desarrolla al detonar tanta fuerza expansiva que introduce en la madera los fragmentos de papel en que se le recoge para desecarle; cuando está húmedo se le maneja sin peligro alguno. Se descompone lentamente por la influencia de la luz, desprendiendo nitrógeno puro (!) Los ácidos clorhídrico, sulfúrico y sulfhídrico le descomponen sin detonación.

Se prepara tratando el amoniaco por el yodo; se produce yoduro amónico y yoduro de nitrógeno:



Puede también prepararse tratando por amoniaco disuelto en agua ó en alcohol la tintura alcohólica de yodo.

En esta preparación debe operarse sobre cantidades de yodo que no escedan de uno ó dos gramos.

Se conoce otro yoduro de nitrógeno de la fórmula NH_2I que también se descompone por la luz desprendiendo nitrógeno.

Compuestos del fósforo con el hidrógeno y con los cuerpos halógenos.

381. Se conocen tres compuestos de fósforo é hidrógeno: el fosfuro gaseoso, que es el mas importante, el líquido y el sólido. Forma con cada uno de los cuerpos halógenos dos compuestos, algunos bastante interesantes.

(1) Es tan marcada y tan notable la acción de la luz sobre el yoduro de nitrógeno que M. Guyard que ha estudiado con gran detenimiento esta propiedad, ha ideado un radiómetro mas sensible á la acción de los rayos luminosos que el de Crookes. (Véase el *Moniteur scientifique*-Quesneville-Noviembre de 1883).

FOSFURO TRIHÍDRICO.— PhH_3

(Fosfamina).

Peso molecular.... 34.

382. HISTORIA.—En 1783 descubrió Gengembre el *hidrógeno fosforado* espontáneamente inflamable: algunos años despues Davy descubrió un hidrógeno fosforado que no ardía espontáneamente. Los trabajos de P. Thenard han demostrado que el espontáneamente inflamable debe esta propiedad á estar mezclado con vapor del hidrógeno fosforado líquido.

383. Estado en la naturaleza.—El fosfuro trihidrico se produce por la descomposición de las sustancias orgánicas fosforadas, como por ejemplo, en la putrefacción de los pescados, en la de la masa encefálica y demás tegidos blandos de los cadáveres; á esto se deben los fuegos fátuos que se observan algunas veces en los cementerios.

384. Propiedades físicas.—Es un gas que se puede liquidar, incoloro, de olor aliaceo desagradable, (su densidad 1,184 y 17 relativamente al hidrógeno,) muy poco soluble en el agua y el alcohol; el calor y la electricidad le descomponen en sus elementos; los efluvios eléctricos le transforman en hidrógeno fosforado sólido é hidrógeno.

385. Propiedades químicas—No tiene carácter químico determinado; no altera las tinturas vegetales azules, ni los papeles reactivos; sin embargo, no es un cuerpo indiferente, puesto que forma compuestos definidos y cristalizables con algunos hidrácidos, análogos á los que forma el amoniaco; en ellos se admite también la existencia de un radical análogo al amonio, llamado *fosfo-amonio* ó *fosfonio* (PhH_4). Es muy reductor, precipita á los metales de sus disoluciones salinas formando fosfuros metálicos ó una mezcla de fosfuro y de metal; arde á 100° con una llama muy brillante; es muy venenoso.

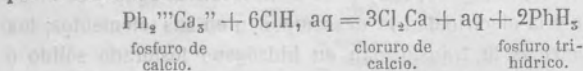
El fosfuro trihidrico es un tipo secundario del amoniaco, cuyo hidrógeno, como el de este, puede ser reemplazado por algunos radicales, dando derivados que se llaman *fosfaminas* ó *fosfinas* análogos á los que origina aquel; cuando son los metales los que sustituyen al hidrógeno, resultan los fosfuros metálicos.

Los cuerpos halógenos reaccionan sobre él apoderándose de su hidrógeno para formar los hidrácidos correspondientes y si hay un exceso del halógeno se forma además cloruro, bromuro ó yoduro de

fósforo; la acción del cloro y del bromo es tan intensa que la fosfamina arde cuando se la hace llegar á una atmósfera de cloro ó de vapor de bromo; la del oxígeno puro sobre el hidrógeno fosforado es también muy enérgica, produciéndose agua y ácido fosfórico; cada burbuja de aquel gás que llega á una probeta llena de oxígeno produce una luz muy intensa parecida á un relámpago y una detonación que á veces ocasiona la rotura de aquella.

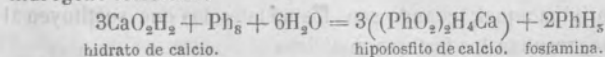
Los ácidos clorhídrico, bromhídrico y yodhídrico se combinan con el hidrógeno fosforado, formando *clorhidrato* (ClH, PhH_3), *bromhidrato* (BrH, PhH_3) y *yodhidrato* (IH, PhH_3) de *fosfamina* ó *cloruro* (ClPhH_4) *bromuro* (BrPhH_4) y *yoduro* (IPhH_4) de *fosfonio*; estos tres cuerpos son sólidos y cristalizados. El bromhidrato y el yodhidrato se conocían hace algunos años; el descubrimiento del clorhidrato debido á J. Ogier, data de los últimos meses de 1879. Los oxácidos y sus anhídridos, como el sulfuroso, el sulfúrico, etc., son reducidos por la fosfamina.

386. Preparación.—Se prepara tratando el fosfuro de calcio por el ácido clorhídrico:



La operación se hace en un frasco de dos bocas casi lleno de ácido clorhídrico; en una de ellas se ajusta un tubo de vidrio suficiente-mente ancho para poder introducir por él, poco á poco, cilindros de fosfuro de calcio; á la otra se ajusta un tubo para el desprendimiento del gás, que se recoge en la cuba hidroneumática. Se admite que en esta reacción se produce hidrógeno fosforado líquido, que se desdobla en fosfuro sólido y fosfamina.

Se prepara también, aunque menos puro, puesto que sale mezclado con vapor de hidrógeno fosforado líquido al que debe la propiedad de arder espontáneamente, tratando el fósforo por un álcali, como la potasa ó la sosa, ó por una tierra alcalina, como la barita ó la cal; se produce el hipofosfito correspondiente y se desprende el hidrógeno fosforado:



Generalmente se emplea en esta preparación la cal apagada y algo humedecida; se forman con ella pequeñas esferas del tamaño de las avellanas próximamente, en cuyo centro se coloca un fragmento de

fósforo, y se introducen en un matracito (fig. 78) procurando llenarle

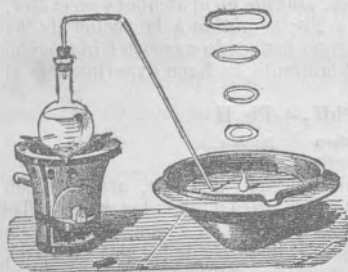
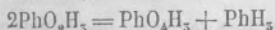


Fig. 78. - Preparación del fosforo trihídrico.

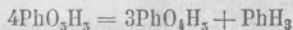
casi completamente para que quede en su interior la menor cantidad posible de aire; á su boca se ajusta un tubo de desprendimiento que va á sumergirse en la cuba hidroneumática; el matraz debe calentarse poco á poco; las burbujas gaseosas que se desprenden se inflaman al llegar al aire produciendo un humo blanco en forma de coronas que se elevan y se desvanecen al poco rato.

Puede también producirse este cuerpo calentando los ácidos hipofosforoso ó fosforoso, que se desdoblan en ácido fosfórico é hidrógeno fosforado:



ácido hipo-
fosforoso.

ácido fos-
fórico.



ác. fosforoso. ác. fosfórico.



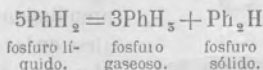
Fig. 79. - Análisis de la fosfamina.

de hidrógeno, que suman 3 1/2 volúmenes, condensados en 2; la fórmula de este cuerpo debe ser PhH_3 .

Este resultado es interesante porque demuestra la analogía de composición que hay entre el fosforo trihídrico y el amoníaco y si en este existe un átomo de nitrógeno unido á tres de hidrógeno, es lógico suponer que la cantidad de fósforo (31) que hay en aquel, unido á los tres de hidrógeno, sea un átomo de fósforo y por consiguiente que dicho número represente el peso atómico de este cuerpo, apesar de ser la mitad de la densidad de su vapor referida al hidrógeno.

387. Análisis.—Se determina su composición introduciendo en una probeta encorvada (fig. 79) un volúmen conocido de este gás y unos fragmentos de cobre metálico; se calienta este por medio de una lámpara y se produce fosforo de cobre quedando libre todo el hidrógeno. De este experimento resulta que la fosfamina está compuesta de 1 1/2 volúmen de vapor de fósforo y tres

388. Fosforo dihidrico. (*hidrógeno fosforado líquido*).— PhH_2 ó Ph_2H_4 .—Es un líquido incoloro, muy movable y refringente, de olor alíaceo, insoluble en el agua, soluble en el alcohol y en el éter, muy volátil y que no se solidifica á 20°; sometido á la acción de los rayos solares se desdobra en hidrógeno fosforado gaseoso é hidrógeno fosforado sólido; el mismo desdoblamiento le hace experimentar el ácido clorhídrico:



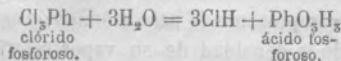
Se inflama espontáneamente en contacto del aire, ardiendo con llama muy brillante, propiedad que comunica á todos los gases inflamables cuando se mezcla con ellos un poco de su vapor, como sucede con la fosfamina preparada por medio del fósforo y de los álcalis (**386**); es también muy reductor y sus reacciones muy parecidas á las del hidrógeno fosforado gaseoso.

Se prepara tratando el fosfuro de calcio por el ácido clorhídrico en un frasco de dos bocas completamente lleno de este ácido, como el que sirve para la preparación de la fosfamina; en la segunda boca en vez del tubo de desprendimiento se adapta uno en forma de U sumergido en una mezcla frigorífica, en el que se condensa el fosfuro dihidrico.

No están conformes los químicos acerca de la fórmula de este compuesto; unos admiten que es PhH_2 , otros Ph_2H_4 y algunos suponen que es un compuesto ternario, PhOH_2 .

389. Fosfuro de hidrógeno, sólido.— Ph_2H ó Ph_4H_2 .—El primero que indicó la existencia de este cuerpo fué Leverrier, como resultado de la acción de la luz sobre el fosfuro gaseoso mezclado con vapor del líquido; se forma sobre las paredes de la vasija un depósito de hidrógeno fosforado sólido, amarillo, insoluble en el agua y en el alcohol, inflamable á 150° y soluble en caliente en una lejía de potasa, con desprendimiento de fosfamina. Se prepara tratando el fosfuro líquido por el ácido clorhídrico, que ya se ha dicho (**388**) tiene la propiedad de desdoblarle en fosfamina y fosfuro sólido; se lava este con agua hasta que no dé reacción ácida y se deseca á 100°. No se conoce tampoco exactamente su verdadera composición, pero la más admitida es la que expresa la fórmula Ph_2H .

390. Tricloruro de fósforo.—(*clorido fosforoso*).— Cl_2Ph .—Este cuerpo, conocido también con el nombre de *protocloruro de fósforo*, es líquido, incoloro, fumante al aire, muy movable y muy volátil; su densidad es 1,45 y la de su vapor 4,742 con relación al aire y 68,75 referida al hidrógeno, siendo por lo tanto su peso molecular 137,50; hierve de 74° á 78°; es soluble en la benzina y en el sulfuro de carbono y él es un buen disolvente del fósforo. Absorbe el cloro aun en frío para transformarse en pentacloruro y también el oxígeno que le transforma en oxiclururo de fósforo, ClOPh . El agua reacciona sobre este cuerpo como sobre otros cloruros negativos, produciendo los ácidos clorhídrico y fosforoso, cuya reacción explica porque emite humos blancos en el aire húmedo:



Se prepara haciendo llegar sobre fósforo en exceso, colocado en una retorta bitubulada de vidrio (fig. 80) una corriente de cloro bien seco, que produce la combustión de áquel, formándose el tricloruro, cuyo vapor se condensa en un recipiente G que comunica con la retorta. Se forma también este cloruro por la acción del cloro sobre la fosfamina de la que es un derivado clorado.

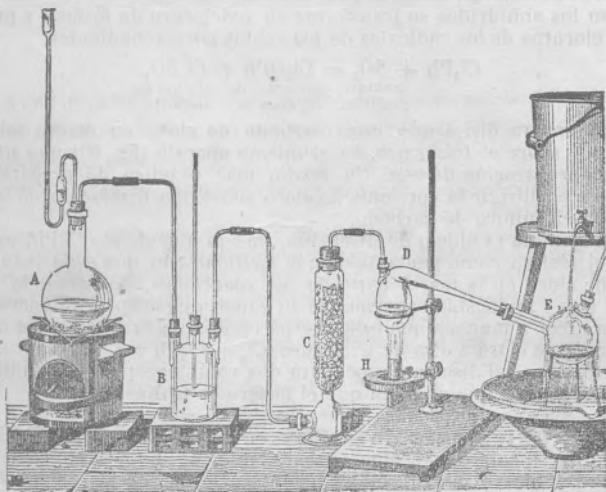
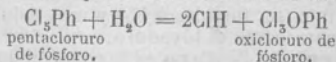


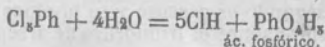
Fig. 80.—Preparación de los cloruros de fósforo.

391. Pentacloruro de fósforo.—(clórido fosfórico).— Cl_5Ph .

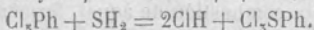
—Se le conoce además con los nombres de *deutocloruro* y de *percloruro de fósforo*. Es sólido, cristalino, blanco amarillento, de olor irritante; se puede fundir por la acción del calor siempre que esté sometido á cierta presión; á 100° se volatiliza y su vapor irrita mucho los ojos, produciendo el fenómeno de que se vean las llamas cual si estuvieran rodeadas de una aureola verde; la densidad de este vapor en 3,65 y con respecto al hidrógeno 52,1, que es la cuarta parte del peso molecular 208,8; se explica esta anomalía diciendo que este vapor se disocia á los 200° á que se determina su densidad, en dos volúmenes de tricloruro y dos de cloro. El agua en poca cantidad le transforma en *oxicloruro de fósforo* y ácido clorhídrico, al que se deben los humos blancos que emite en contacto del aire húmedo:



en mayor cantidad le transforma en los ácidos fosfórico y clorhídrico:

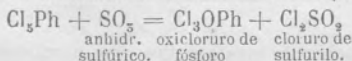


De una manera análoga reacciona el ácido sulfhídrico, que produce ácido clorhídrico y *sulfo-cloruro de fósforo* (Cl_3SPh):



Tiene la propiedad de ceder dos átomos de cloro á muchos cuerpos y clorurarles, pasando él á triclорuro de fósforo; en este caso se hallan el hidrógeno, yodo, azufre, selenio, etc

Con los anhídridos se transforma en oxiclорuro de fósforo y produce cloruros de los radicales de los ácidos correspondientes:



Se prepara dirigiendo una corriente de cloro en exceso sobre fósforo ó sobre el triclорuro, en el mismo aparato (fig 80) que sirve para la preparación de este. Un medio más práctico de prepararle consiste en dirigir la corriente de cloro sobre una disolución de fósforo en el sulfuro de carbono.

Su fórmula es objeto de discusión, puesto que siendo Cl_3Ph , aparece el fósforo como pentadinamo; la facilidad con que cede dos átomos de cloro en la mayor parte de sus reacciones, conservando los otros tres y la densidad anormal de su vapor, que ocupa 4 volúmenes, hacen creer á muchos que este cuerpo resulta de la adición de una molécula de cloro á otra de triclорuro ($\text{Cl}_2 + \text{Cl}_3\text{Ph} = \text{Cl}_5\text{Ph}$) cada una de las cuales, al disociarse, ocupará dos volúmenes; de esta última opinión son los que admiten que el fósforo es tridinamo.

Se emplea para preparar los cloruros de algunos radicales.

392. Oxiclорuro de fósforo.—(*cloruro de fosforilo*.) Cl_3OPh .—Líquido incoloro, de olor desagradable, dá humos en contacto del aire y hierve á 110° ; el agua le transforma en los ácidos fosfórico y clorhídrico. Se produce tratando el pentaclорuro de fósforo por el anhídrido fosfórico. Se emplea como el anterior para preparar los cloruros de algunos radicales.

393. Bromuros de fósforo.—El *tribromuro* (Br_3Ph) es líquido, incoloro, de 2,85 de densidad, hierve á $175^\circ,3$ y disuelve al fósforo; se prepara añadiendo gota á gota, bromo á una disolución de fósforo en el sulfuro de carbono.

El *pentabromuro* (Br_5Ph) es sólido, cristalino, amarillo-anaranjado, se sublima, y dá con el agua un *oxibromuro* (Br_3OPh), líquido denso, y con el gas sulfhídrico un *sulfo-bromuro* (Br_3SPh). Se prepara como el tribromuro.

394. Yoduros de fósforo.—El *biyoduro* (I_2Ph) es sólido cristaliza en prismas de color anaranjado, solubles en el sulfuro de carbono y fusibles á 110° ; se prepara mezclando dos disoluciones, una de yodo y otra de fósforo, en el sulfuro de carbono y enfriando la mezcla.

El *triyoduro* (I_3Ph) es también sólido, cristaliza en tablas exagonales de color rojo intenso, fusibles á 55° y muy soluble en el sulfuro de carbono. Se prepara como el biyoduro.

395. Fluoruros de fósforo.—Se conocen dos, el *trifluoruro* (Fl_3Ph) y el *pentafluoruro* (Fl_5Ph); el primero, líquido fumante, incoloro y muy volátil, se obtiene por la acción del fósforo sobre el fluoruro de plomo; el segundo es gaseoso y se produce por la acción del pentaclорuro de fósforo sobre el trifluoruro de arsénico.

Combinaciones del arsénico con el hidrógeno y los cuerpos halógenos.

ARSENIURO TRIHÍDRICO.— AsH_3 .

Peso molecular. . . . 78.

12

396. HISTORIA Y SINONIMIA.—Fué descubierto por Scheele; se le conoce también con los nombres de *hidrógeno arsenical* ó *arseniado* y con el de *arsenamina* ó *arsina*.

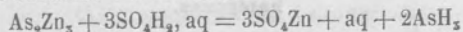
397. Propiedades.—Es un gás que á -40° se condensa en un líquido trasparente y no se solidifica á -110° ; es incoloro, de olor aliaceo muy desagradable; su densidad 2,69 y con relación al hidrógeno, 39; muy poco soluble en el agua; se descompone á una temperatura inferior al rojo en hidrógeno y arsénico metálico, bastando calentar con una lampara un tubo de vidrio por donde pase este gás, para que se deposite un anillo de aspecto metálico; también se descompone con lentitud por la acción directa de los rayos solares y por la electricidad.

No tiene un carácter químico determinado y no ejerce ninguna acción sobre los papeles reactivos; es combustible y arde con llama blanca ligeramente azulada y lívida de la que se desprenden humos blancos de anhídrido arsenioso; cortando esta llama con una cápsula de porcelana, arde solo el hidrógeno y el arsénico se deposita formando sobre aquella una mancha negra brillante con reflejos pardos, de aspecto metálico y que se volatiliza por el calor; es muy venenoso, cuando se le respira en pequeña cantidad produce vértigos y bastan algunas burbujas para ocasionar la muerte; es también muy-reductor se apodera del oxígeno para formar agua y anhídrido arsenioso.

Como el amoniaco y el fosfuro trihídrico, puede dar derivados sustituyendo su hidrógeno por los radicales y si estos son los metales resultan los arseniuros metálicos; en Química orgánica se estudian algunas arsenaminas muy importantes que resultan de la sustitución de su hidrógeno por los radicales alcohólicos. Algunos de los derivados de este cuerpo han conducido á admitir la existencia del radical *arsenamonio* ó *arsonio* (AsH_2).

El cloro actúa con energía, á veces produciendo una detonación, sobre el hidrógeno arsenical formando ácido clorhídrico y depositándose arsénico metálico ó produciéndose cloruro de arsénico; el bromo y el yodo reaccionan con menos energía que el cloro; el oxígeno forma con la arsenamina una mezcla que detona con una cerilla encendida ó con una chispa eléctrica, produciéndose agua y arsénico, ó anhídrido arsenioso si hay suficiente cantidad de oxígeno; los mismos cuerpos se producen cuando arde el hidrógeno arsenical; el azufre le transforma en ácido sulfhídrico y en sulfuro de arsénico y el fósforo en fosfuro trihídrico y fosfuro de arsénico; los oxácidos son reducidos por el hidrógeno arsenical lo mismo que sus sales respectivas.

398. Preparación.—Se prepara tratando el arseniuro de zinc por el ácido sulfúrico ó el clorhídrico:



arseniuro de
zinc.

sulfato
de zinc.

arseniuro
trihídrico.

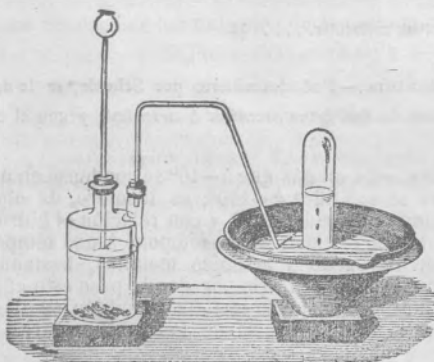
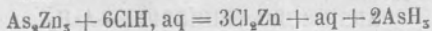
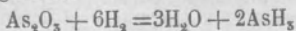


Fig. 81.—Preparación del arseniuro trihídrico.

del ácido sulfúrico ó el clorhídrico sobre el zinc; la reacción que tiene lugar es la siguiente:



anhidrido
arsenioso.

arsenamina.

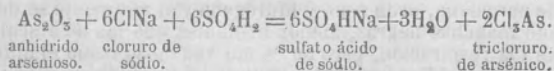
399. Análisis.—Se hace como el del hidrógeno fosforado gaseoso y también descomponiendo el hidrógeno arsenical por medio del calor. Cada dos volúmenes de este cuerpo están formados por tres volúmenes de hidrógeno y medio volumen de vapor de arsénico; su fórmula será por lo tanto AsH_3 .

400. APLICACIONES.—Tiene importancia en la Química toxicológica porque el reconocimiento del arsénico en los casos de envenenamiento se verifica generalmente transformándole en hidrógeno arsenical por medio del aparato de Marsh y reconociéndole por sus caracteres (1).

(1) Para ello es necesario en primer término separar el compuesto arsenical que produjo el envenenamiento, de los materiales orgánicos (alimentos, materias arrojadas por el vómito, restos cadavéricos etc.) con los que suele estar mezclado y esto se consigue por diferentes medios, ya por la *dialisis*, ya destruyendo dichos materiales por el ácido sulfúrico, el nítrico, ó el cloro, etc., á fin de tener líquidos en los que el compuesto arsenical esté aislado más ó menos completamente de materias orgánicas; estos líquidos se ensayan despues por diversos procedimientos, de los que el mas importante es el del aparato de Marsh; este aparato, que ha recibido diferentes modificaciones, está fundado

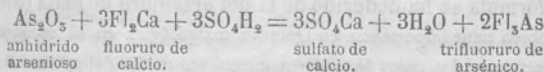
Se ha indicado la existencia de otros dos arseniuros de hidrógeno correspondientes á los fosfuros líquido y sólido.

401. Tricloruro de arsénico—(clórido arsenioso)— Cl_3As .—Líquido oleaginoso, incoloro, de una densidad á 0° , de 2,205; no se solidifica á -29° , es volátil y hierve á 132° ; insoluble en el agua, pero muy soluble en el ácido clorhídrico; disuelve al fósforo y al azufre, en caliente; el agua le descompone produciendo anhídrido arsenioso y ácido clorhídrico. Se prepara tratando el arsénico directamente por el cloro, ó el anhídrido arsenioso por el cloruro de sódio y el ácido sulfúrico:



402. Bromuro y yoduro de arsénico.—El tribromuro (Br_3As) y el triyoduro (I_3As) se preparan tratando directamente el arsénico por el bromo ó el yodo. Ambos son sólidos, el primero blanco cristalino, fusible á 25° , y el segundo de color rojo de ladrillo y cristalizado en escamas.

403. Trifluoruro de arsénico.— Fl_3As .—Es un líquido incoloro, fumante al aire, su densidad 2,73; entra en ebullición á 63° , es muy volátil á la temperatura ordinaria; el agua le transforma en anhídrido arsenioso y ácido fluorhídrico; el amoniaco le absorbe; tiene la propiedad de atacar al vidrio. Se prepara tratando el anhídrido arsenioso por el fluoruro de calcio y el ácido sulfúrico:

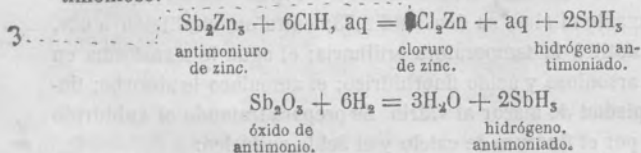


en la propiedad que tiene el hidrógeno naciente de transformar el anhídrido arsenioso y otros compuestos arsenicales, en arseniuro trihídrico cuyos caracteres se utilizan para reconocer la existencia del arsénico, estudiando su llama, las manchas que se producen al cortar aquella con un cuerpo frío y los anillos que se forman en los tubos por donde atraviesa cuando se les calienta en una sección determinada. Las manchas que forma el arsénico al depositarse en estas condiciones, tienen brillo metálico y su color es negro parduzco; son volátiles por lo cual desaparecen del punto en que estaban situadas cuando se las calienta, pudiéndose convertir en anhídrido arsenioso por la acción combinada del calor y del oxígeno del aire; se disuelven en el hipoclorito sódico; el polisulfuro amónico las ataca poco, produciendo algo de trisulfuro de arsénico, el ácido nítrico las transforma en ácido arsénico que se reconoce por el precipitado de color rojo de ladrillo que dá con el nitrato de plata, etc.

Combinaciones del antimonio con el hidrógeno y con los cuerpos halógenos.

32 **404. Antimoniuro trihidrico.**—(*estibamina*).— SbH_3 .—*Peso molecular* 123.—No se le conoce más que mezclado con el hidrógeno; es un gas incoloro é inodoro, si no contiene nada de hidrógeno arsenical, insoluble en el agua; el calor le descompone en hidrógeno y antimonio que forma anillos, como el arseniuro trihidrico, cuando se calientan los tubos por donde atraviesa. No tiene tampoco carácter químico determinado; arde con llama azulada que desprende muchos humos blancos de óxido de antimonio; cortando aquella con una cápsula de porcelana, arde solo el hidrógeno y el antimonio se deposita formando manchas negras, menos brillantes que las de arsénico; no sirve para la respiración, pero no es tan venenoso como el hidrógeno arsenical; dá también derivados sustituyendo su hidrógeno por los radicales; estos derivados se llaman *estibaminas*; cuando son los metales los que reemplazan al hidrógeno, resultan los antimoniuros metálicos; los cuerpos simples y compuestos ejercen sobre el hidrógeno antimoniado acciones análogas á las del hidrógeno arsenical.

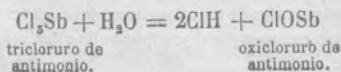
Se prepara tratando el antimoniuro de zinc en el aparato figura 81 por el ácido clorhídrico ó por la acción del hidrógeno naciente sobre muchos compuestos de antimonio, especialmente sobre el óxido antimonioso:



Su fórmula se ha deducido de la del arseniuro de plata (SbAg_3).

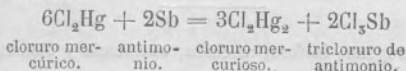
También tiene importancia en Química toxicológica en el reconocimiento del antimonio en los casos de envenenamiento por medio del aparato de Marsh; la distinción entre los caracteres de este cuerpo y los del hidrógeno arsenical es un problema delicado.

405. Tricloruro de antimonio.—(*clórico antimonioso*).— Cl_3Sb .—Es sólido cristalino, traslúcido, blanco amarillento, parecido á la manteca (*manteca de antimonio*); se disuelve en poca cantidad de agua ó en mayor cantidad si está acidulada con ácido clorhídrico, pues de lo contrario se descompone; funde á 72° y hierve á 223° pudiéndose destilar; el cloro le transforma en pentacloruro y el agua en gran cantidad le fracciona produciendo un precipitado blanco que es un *oxiclорuro* de antimonio (*polvos de Algaroth*) debido á la sustitución de dos átomos de cloro por uno de oxígeno:



Se combina con el amoniaco y con muchos cloruros metálicos.

Se prepara tratando el antimonio en exceso por el cloro y también por la acción del cloruro mercúrico sobre el antimonio metálico ó el sulfuro de antimonio:



Se emplea como reactivo y algunas veces en Medicina como cáustico. Su disolución concentrada constituye el reactivo de Walz para reconocer el aceite de algodón mezclado con el de olivas (1).

406. Pentacloruro de antimonio.—(*clórido antimónico*)— Cl_5Sb .—Líquido amarillento, trasparente, que á 0° cristaliza; dá humos en contacto del aire, el calor le descompone en tricloruro y cloro, por lo que se pueden aplicar á este cuerpo las mismas consideraciones que se hicieron con respecto al pentacloruro de fósforo; el agua le descompone produciendo un *oxicloruro de antimonio* (Cl_3OSb) y con el gas sulfhídrico dá un *sulfo-cloruro* (Cl_3SSb). Se prepara por la acción del cloro en exceso sobre el antimonio ó sobre el tricloruro.

407. Bromuro, yoduro y fluoruro de antimonio.—El *tribromuro* (Br_3Sb) y el *triioduro* (I_3Sb) se producen por la acción directa del bromo ó del yodo sobre el antimonio; ambos pueden dar por la acción del agua un *oxibromuro* (BrOSb) y un *oxiyoduro* (IOSb) de antimonio.

El *trifluoruro* (Fl_3Sb) se prepara tratando el óxido de antimonio por el fluoruro de calcio y el ácido sulfúrico.

Compuestos del bismuto con los cuerpos halógenos.

408. Tricloruro de bismuto.— Cl_3Bi .—Es sólido, blanco, opaco, de estructura granugienta, fusible y volátil; se disuelve en poca agua ó en mayor cantidad si está acidulada con ácido clorhídrico, pues de lo contrario se fracciona como el tricloruro de antimonio, precipitándose un *oxicloruro* de bismuto (ClOBi). Se prepara por la acción directa del cloro sobre el bismuto ó tratando el bismuto en polvo por el cloruro mercúrico.

409. Bromuro, yoduro y fluoruro de bismuto.—El *tribromuro* (Br_3Bi) es sólido de color gris, y con el agua dá un *oxibromuro* (BrOBi); se prepara por la acción directa del bromo sobre el bismuto.

El *triioduro* (I_3Bi) se obtiene precipitando una disolución de una sal de bismuto por la de un yoduro alcalino; dá también un *oxiyoduro* (IOBi) y un *sulfoyoduro* (ISBi).

El *trifluoruro* (Fl_3Bi) se prepara tratando el óxido de bismuto por el ácido fluorhídrico.

(1) Véase la memoria *Investigación del aceite de semillas de algodónero en los de oliva*, por D. Santiago Bonilla Mirat y D. Angel Bellogin Aguasal.—Valladolid.—1877.

Combinaciones de los metaloides tridínamos con los didínamos.

410. El nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y bismuto, forman con los metaloides didínamos compuestos muy interesantes, tanto bajo el punto de vista teórico, como por sus aplicaciones; casi todos ellos son de carácter electro-negativo, algunos funcionan como electro-positivos; los más importantes son los que forman con el oxígeno.

411. Combinaciones del nitrógeno con el oxígeno.

—El nitrógeno forma con el oxígeno los seis compuestos siguientes que comprueban la ley de las proporciones múltiples (**51**):

Óxido nitroso ó protóxido de nitrógeno.	N_2O
» nítrico ó bióxido de nitrógeno.	N_2O_2 ó NO
Anhidrido nitroso.	N_2O_3
Peróxido de nitrógeno ó anhidrido hiponítrico.	N_2O_4 ó NO_2
Anhidrido nítrico.	N_2O_5
» pernítrico.	N_2O_6

Todos estos compuestos son endotérmicos, es decir, se forman con absorción de calor por lo que ninguno se produce por la combinación directa de sus elementos; todos ellos se descomponen por el calor á temperaturas poco elevadas.

Los anhidridos nitroso y nítrico reaccionando con el agua originan los ácidos correspondientes, que son el *ácido nitroso* (NO_2H) y el *ácido nítrico* (NO_3H). El óxido nitroso se le considera como el anhidrido del *ácido hiponitroso* (NOH) ó ($N_2O_2H_2$) que se obtiene tratando el *hiponitrito de plata* ($NOAg$) por el ácido clorhídrico (Devers). Según Berthelot y Ogier la fórmula del ácido hiponitroso es diferente de la indicada por Devers.

ÓXIDO NITROSO— N_2O

Peso molecular..... 44.

412. HISTORIA.—Fué descubierto por Priestley en 1776 y estudiado por Davy en 1809, que le respiró varias veces, y en vista de la sensación particular que produce le llamó *gas hilarante*; se le conoce además con los nombres de *protóxido de nitrógeno* ó de *azoe* y de *anhidrido hiponitroso*.

413. Propiedades físicas.—Este cuerpo, que no existe formado en la naturaleza, es un gas que condensó Faraday en 1823 sometién-dole á 30 atmósferas de presión, en un líquido móvil é inco-

loro, que hierve á -88° y á -100° se solidifica en una masa blanca parecida á la nieve. Si se le somete á la temperatura de 0° y á una presión de 30 atmósferas en el tubo T (fig. 82) del aparato de Cailletet, se liquida en cantidad pequeña; para liquidarle en grandes cantidades se emplea el aparato ideado por Bianchi. El gas es incoloro, sabor algo dulce, su densidad 1,527 y respecto al hidrógeno 22 y en el estado líquido 0,977; un volúmen de agua á 0° disuelve 1,3 volúmenes de este gás; es más soluble en el alcohol y se disuelve también en el éter y en algunos aceites; se descompone á la temperatura del rojo en oxígeno y nitrógeno, desprendiendo 10,3 calorías; también se descompone por la electricidad.

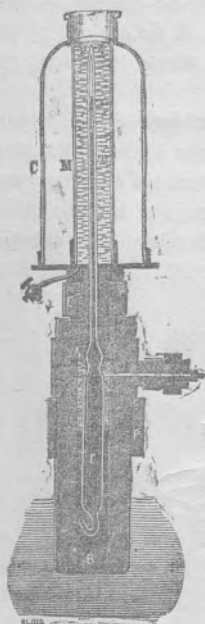


Fig. 82.—Liquefacción de óxido nitroso.

414. Propiedades químicas.—No tiene carácter químico determinado; es comburente, una cerilla encendida (fig. 83) arde dentro de este gás con más brillo que en el aire, pero

con menos que en el oxígeno puro y si se la introduce con un solo punto en ignición en la torcida, vuelve á encenderse, como sucede en el oxígeno; también el fósforo arde en una atmósfera de este gás (fig. 84) con más intensidad que en el aire; pero con menos que en el oxígeno. Se le puede respirar y según unos produce una insensibilidad agradable, pero según otros se

nota bastante fatiga; se cree que esta diferencia de apreciaciones se debe á la diferente pureza del gas respirado por los distintos observadores. Detona con el hidrógeno y con todos aquellos gases que for-

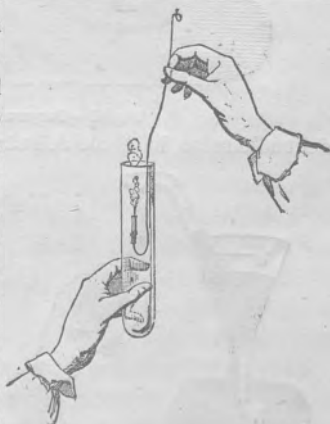


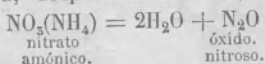
Fig. 83.—Combustión de una cerilla en el óxido nitroso.

man mezclas detonantes con el oxígeno; mezclado con este no produce vapores nitrosos; los cuerpos combustibles, como el azufre, el fósforo, el carbón etc., arden en él con mayor intensidad que en el aire.



Fig. 84.—Combustión del fósforo en el óxido nitroso.

415. Preparación.—Se le prepara calentando en un matraz ó retorta (fig. 85) el nitrato amónico; se desdobla en agua y óxido nitroso, que se recoge en la cuba hidroneumática, desprendiéndose 29,5 calorías:



416. Análisis.—Se determina su composición bien por medio

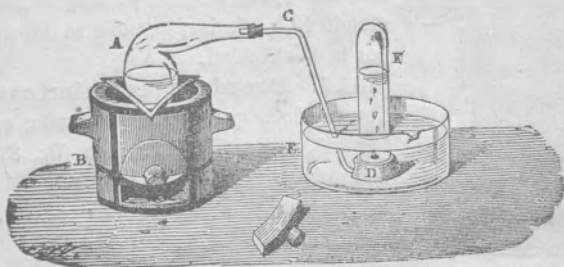


Fig. 85.—Preparación del óxido nitroso.

del eudiómetro, haciendo detonar volúmenes conocidos de óxido nitroso y de hidrógeno, ó bien intro-



Fig. 86.—Análisis del óxido nitroso.

duciendo en un tubo encorbado (figura 86) un poco de sulfuro de bario y un volumen conocido del gas; calentando el sulfuro absorbe todo el oxígeno, observándose que el volumen gaseoso no varía, de donde se deduce que un volumen de óxido nitroso contiene un volumen igual

al suyo de nitrógeno: ahora bien,
si de la densidad del óxido nitroso. . . 1,527 ó 22 respecto al H
se resta la densidad del nitrógeno. . . . 0,971 ó 14 » »
quedará la mitad de la densid. del oxígeno. 0,556 ó 8 » »

luego 1 volúmen de óxido nitroso estará formado por un volúmen de nitrógeno y $\frac{1}{2}$ volúmen de oxígeno, ó lo que es lo mismo, 2 volúmenes (una molécula) de óxido nitroso contendrán 2 volúmenes de nitrógeno y 1 volúmen de oxígeno; su fórmula debe ser por lo tanto N_2O .

417. APLICACIONES.—En el estado gaseoso se emplea como anestésico (1); en el estado líquido se le utiliza para obtener descensos de temperatura mayores que los que se consiguen con el anhídrido carbónico sólido.

ÓXIDO NÍTRICO— N_2O_2 ó NO.

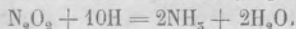
Peso molecular..... 60 (N_2O_2) ó 30 (NO).

418. HISTORIA.—Descubierto en 1772 por Hales; estudiado después por Priestley que dió á conocer sus propiedades y composición. Se le conoce con los nombres de *deutóxido de nitrógeno* ó de *ázo*, *bióxido de nitrógeno* y *nitrosilo*.

419. Propiedades físicas.—Es gaseoso, se liquida á -11° y 104 atmósferas de presión, incoloro, no conociéndose ni su olor ni su sabor porque se altera en cuanto se le pone en contacto del aire; su densidad es 1,039 y con relación al hidrógeno 15; se disuelve muy poco en el agua, algo más en el alcohol, el calor le descompone á unos 520° en nitrógeno, oxígeno y óxido nitroso; el oxígeno procedente de esta descomposición se une al óxido nítrico no descompuesto y le transforma en peróxido de nitrógeno; la electricidad le descompone de la misma manera; también se descompone en sus elementos, detonando, por la explosión del fulminato de mercurio.

420. Propiedades químicas.—Casi siempre funciona como un cuerpo electro-negativo; algunas veces, sin embargo, tiene carácter electro-positivo; su molécula es incompleta ó abierta constituyendo un radical (*nitrosilo*) que unas veces funciona como monodínamo y otras como didínamo; es comburente, algunos cuerpos combustibles arden en él con más intensidad que en el aire; no se conoce como actúa en la respiración por la facilidad con que se altera.

Con el hidrógeno forma una mezcla detonante; haciendo llegar separadamente estos dos gases á un tubo que contenga esponja de platino, reaccionan produciéndose amoniaco y agua:

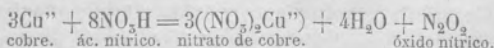


(1) Paul Bert asegura que el empleo del protóxido de nitrógeno como anestésico es menos peligroso que el de otros anestésicos en las operaciones quirúrgicas de bastante duración, siempre que se le administre mezclado con oxígeno puro en la proporción de 84 volúmenes de aquel y 16 de este y á una presión de 920 milímetros.

CLORUROS DE NITROSILLO.—El cloro se combina directamente con el óxido nítrico pudiendo formar dos compuestos, el *monocloruro de nitrosilo* (ClNO) y el *bicloruro de nitrosilo* (Cl₂NO) ambos gaseosos á la temperatura ordinaria, pero que se liquidan á -5° el primero y á -7° el segundo, teniendo aquel, color anaranjado intenso y este, color amarillo verdoso; ambos tienen el olor característico del agua régia; se descomponen por el agua y son oxidantes muy enérgicos.

El oxígeno transforma inmediatamente al bióxido de nitrógeno en anhídrido nítrico y peróxido de nitrógeno; por esta razón las probetas llenas de óxido nítrico que se ponen en contacto del aire ó del oxígeno puro toman el color rojo característico de los vapores nitrosos; el azufre mezclado con limaduras de hierro y un poco de agua, reduce al óxido nítrico desprendiéndose nitrógeno; el ácido sulfhídrico reacciona sobre este compuesto formándose agua y quedando libres azufre y nitrógeno; se combina con el anhídrido y con el ácido sulfúrico, formando con este último un compuesto de la fórmula SO₄H(NO)', que se llama *sulfato ácido de nitrosilo*.

421. Preparación.—Se prepara tratando ciertos metales, como el cobre, la plata, etc., por el ácido nítrico; se forma el nitrato correspondiente y se desprende el óxido nítrico:



La operación se practica en un frasco (fig. 87) de dos bocas en

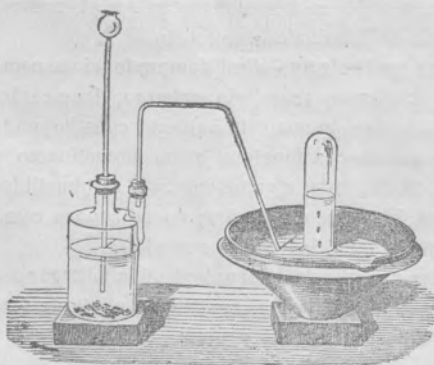


Fig. 87.—Preparación del óxido nítrico.

el que se pone el cobre en torneaduras, en alambre ó en láminas delgadas; por el tubo de embudo se echa ácido nítrico, que produce una reacción muy viva, llenándose el frasco de vapores nitrosos debidos á la acción del oxígeno del aire del aparato sobre el óxido nítrico; éste se desprende y marcha por el tubo de desprendimiento á la cuba hidroneumática donde se le recoge en probetas.

422. Análisis.—Se hace como el del óxido nítrico (416) ab-

sorbiendo su oxígeno por el sulfuro de bario; el volúmen gaseoso queda reducido á la mitad y es nitrógeno puro:

Sumando 0,55 ú 8 mitad de la densidad del oxígeno
con 0,48 ó 7 " " " " nitrógeno
resulta 1,03 ó 15 densidad del óxido nítrico

luego la fórmula de este cuerpo debe ser NO que representa 2 volúmenes; pero siendo la del óxido nitroso N_2O , se asigna al óxido nítrico la de N_2O_3 para conservar la série de los compuestos oxigenados de nitrógeno; esta última fórmula corresponde á 4 volúmenes.

ANHIDRIDO (N_2O_3) Y ÁCIDO (NO_2H) NITROSOS.

Peso molecular del anhídrido... 76.

Peso molecular del ácido... 47.

423. Anhídrido nitroso.—No se le conoce en estado de pureza sino siempre mezclado con peróxido de nitrógeno procedente de su desdoblamiento en dicho cuerpo y óxido nítrico. En el mayor estado de pureza en que se le ha podido obtener, á una temperatura baja, se presenta bajo la forma de un líquido azul oscuro muy volátil; tratado por la cantidad necesaria de agua se transforma en ácido nitroso ($N_2O_3 + H_2O = 2NO_2H$); con mayor cantidad de agua produce ácido nítrico y bióxido de nitrógeno á no ser que la temperatura no pase de 0° , en cuyo caso conserva la disolución el color azul por bastante tiempo; es tan inestable que no se han podido estudiar bien sus propiedades. Se prepara enfriando una mezcla de óxido nítrico en exceso y oxígeno; añadiendo agua congelada al peróxido de nitrógeno líquido; condensando en un recipiente rodeado de una mezcla frigorífica los vapores nitrosos, previamente desecados, que se desprenden por la acción del ácido nítrico sobre el almidón ó sobre el anhídrido arsenioso.

424. Ácido nitroso.—Es también líquido, de color azul y tan inestable ó más que el anhídrido; funciona unas veces como oxidante y otras como reductor; según los trabajos efectuados por Fremy, este ácido reduce los osmiatos á osmitos, descolora el permanganato potásico y reduce las sales de oro y de mercurio, precipitando estos metales. Se prepara tratando el anhídrido por agua fría.

425. NITRITOS.— NO_2M' .—Son las sales que resultan de sustituir el hidrógeno del ácido nitroso por los metales; son mucho más estables que el ácido. Alguno, como el nitrito amónico, se halla en las aguas de ciertos manantiales. Son incoloros ó ligeramente amarillentos, cristalizables y solubles en el agua y algunos son deliquescentes; los de plata y plomo se disuelven poco en agua fría; se funden sin descomponerse, pero á una temperatura superior á su punto de fusión se descomponen desprendiendo oxígeno y nitrógeno; hervidas durante algun tiempo las disoluciones de los nitritos alcalinos, desprenden óxido nítrico, se forma

un nitrato y queda álcali libre; lo mismo que el ácido nitroso, pueden obrar ya como oxidantes ya como reductores; los de potasio y sodio dan reacción alcalina con los papeles reactivos. Se preparan los nitritos alcalinos fundiendo los nitratos correspondientes y añadiendo trozos de plomo para reducirlos; haciendo absorber por una lejía alcalina los vapores nitrosos resultantes de la acción del ácido nítrico sobre el almidón; algunos se preparan por doble descomposición.

Se caracterizan porque tratados por el *ácido sulfúrico* desprenden vapores nitrosos: con el *sulfato ferroso* y un ácido dan una coloración café oscura; con el *yoduro potásico*, *engrudo de almidón* y *ácido sulfúrico*, producen yoduro de almidón de color azul.

PERÓXIDO DE NITRÓGENO.— N_2O_4 ó NO_2 .

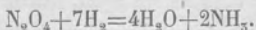
Peso molecular..... 92 ó 46.

426. HISTORIA Y SINONIMIA.—Este cuerpo, conocido además con los nombres de *anhidrido* y de *ácido hiponítrico* y con el de *hiponitrido*, fué estudiado por Dulong, por Gay-Lussac y otros químicos.

427. Propiedades físicas.—Es un líquido cuyo aspecto varía con la temperatura, siendo incoloro por debajo de -9° , amarillo verdoso entre -9° y 0° , amarillo á $+10^\circ$ y anaranjado á $+15^\circ$, cuya coloración se vá haciendo más oscura á medida que la temperatura aumenta; su olor es sofocante y su sabor ácido; tiene por densidad 1,43; á -9° se solidifica en cristales prismáticos, incoloros y transparentes; á la temperatura ordinaria emite abundantes vapores rojos y á $+22^\circ$ hierve produciendo vapores pardo-rojizos, casi opacos, cuyo color es más intenso cuanto mayor es la temperatura; la densidad de estos vapores es 1,58 y referida al hidrógeno 23; resisten la temperatura del rojo sombra sin descomponerse.

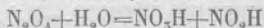
428. Propiedades químicas.—Este cuerpo no es un ácido ni un anhidrido, puesto que con las bases produce un nitrato y un nitrito; tampoco tiene caracteres básicos; su molécula es incompleta y es por lo tanto un radical, llamado *nitrilo* (NO_2), que funciona como monodínamo; sustituye al hidrógeno y produce derivados nitrados, algunos muy importantes, como se verá en la Química orgánica. Los vapores de peróxido de nitrógeno apagan los cuerpos en combustión, sin embargo pueden arder en ellos con mucho brillo el fósforo y el carbón, dejando el nitrógeno libre; también pueden arder en ellos algunos metales; son irrespirables é irritan la mucosa del aparato res-

piratorio; tiñe la piel y muchas sustancias orgánicas de color amarillo. El hidrógeno en presencia de la esponja de platino le transforma en agua y amoniaco:

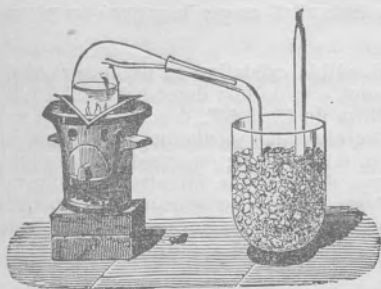


Con el cloro forma el *cloruro de nitrilo* (ClNO_2) que es un líquido casi incoloro, de olor á agua regia, de 1,32 de densidad, que hierve á $+5^\circ$ y el agua le transforma en los ácidos nítrico y clorhídrico. El bromo forma también bromuros con este radical.

El agua reacciona sobre el peróxido de nitrógeno dando origen á una mezcla de los ácidos nítrico y nitroso:



si la temperatura es bastantente baja; á la ordinaria se forma ácido nítrico y bióxido de nitrógeno que se desprende.

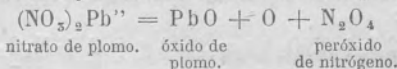


Con el gas sulfuroso produce un compuesto blanco cristalizado que son los cristales de las cámaras de plomo, que por la acción del agua se desdoblan en ácido sulfúrico y óxido nítrico (301).

429. Preparación.

—Se prepara calcinando en una retorta (fig. 88) el nitrato de plomo, que se des-

compone en óxido de plomo, oxígeno y peróxido de nitrógeno; el oxígeno se desprende y el peróxido se condensa en un tubo en U adaptado á la boca de la retorta y rodeado de una mezcla frigorífica:



430. Análisis.—Se determina su composición haciendo pasar una cantidad conocida de su vapor por torneaduras de cobre calentadas al rojo en un tubo de vidrio poco fusible; el peróxido de nitrógeno se descompone en oxígeno, que se une al cobre, y nitrógeno que se desprende y de cuyo volumen se deduce su peso. Con estos datos se ha determinado que la fórmula de este cuerpo es N_2O_4 que corresponde á cuatro volúmenes; para reducirla á dos, que es la magnitud adoptada para los volúmenes moleculares, es preciso desdoblarla como la del óxido nítrico y entonces se le representa por NO_2 .

431. APLICACIONES.—Se le emplea como desinfectante y algunos suponen que es preferible al cloro; es indudable que tiene la ventaja de poderse producir con mayor rapidez y facilidad que aquel, bastando echar un poco de ácido nítrico sobre una moneda de cobre para que se desprendan abundantes vapores nitrosos. Segun los trabajos últimos de Ch. Girard, Pabst y Suilliot se aplican con muy buen resultado para la desinfección de los gases que se desprenden de las letrinas, los vapores nitrosos disueltos en ácido sulfúrico.

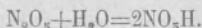
Ya se ha dicho el papel tan importante que este cuerpo hace en la fabricación de dicho ácido.

ANHIDRIDO NÍTRICO.— N_2O_5 .

Peso molecular..... 108.

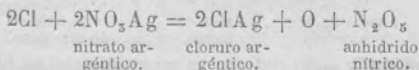
432. HISTORIA.—Conocido desde 1848 en que le preparó por primera vez Sainte-Claire Deville.

433. Propiedades.—Es sólido cristaliza en prismas romboidales ó en tablas exagonales, incoloro, de una densidad igual á 1,64, se funde á unos 20° y se volatiliza de 45° á 50° , descomponiéndose á esta temperatura en peróxido de nitrógeno y oxígeno, por lo cual no se ha podido hallar la densidad de su vapor; encerrado en un tubo soldado á la lámpara se conserva sin alterarse mientras la temperatura es baja, pero á poco que esta se eleve se descompone con rapidez rompiéndose el tubo. Reacciona con el agua produciendo ácido nítrico, con desarrollo de 2,32 calorías, si el anhídrido está sólido, y de 10,6 si está fundido:

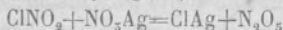


Ataca á las materias orgánicas y las corroe.

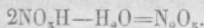
434. Preparación.—Se prepara haciendo actuar el cloro bien seco sobre el nitrato argéntico, también seco y en polvo, calentado á 95° , pero cuya temperatura se hace descender á 70° en cuanto la reacción comienza:



Puede prepararse también por la acción del cloruro de nitrilo sobre el nitrato de plata (Odet y Vignon):



También puede prepararse por la deshidratación del ácido nítrico (Weber) sirviéndose para ello del anhídrido fosfórico:



435. Análisis.—Se deduce la composición de este cuerpo de las cantidades de oxígeno y peróxido de nitrógeno que se producen en su descomposición.

ÁCIDO NÍTRICO.— NO_3H .

Peso molecular..... 63.

436. HISTORIA Y SINONIMIA.—Alberto el Magno conoció ya este cuerpo, cuyo descubrimiento se atribuye por algunos á Raimundo Lulio, hecho que niega el Dr. Luanco fundándose en datos históricos muy dignos de tenerse en cuenta. Cavendish fué el primero que determinó (1784) su composición y ha sido estudiado despues por Davy, Dalton, Gay-Lussac y otros. Se le conoce vulgarmente con los nombres de *espíritu de nitro* y de *agua fuerte*.

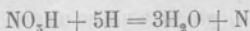
437. Estado natural.—En el aire atmosférico se encuentran algunas veces compuestos resultantes de la combinación del oxígeno con el nitrógeno, sobre todo cuando durante las tormentas es cruzada la atmósfera por chispas eléctricas, hecho demostrado por Clöez haciendo atravesar 15 á 20 metros cúbicos de aire por una disolución de carbonato de potasio, produciéndose nitrato potásico; en las aguas de la lluvia que descende durante aquellas se ha hallado también nitrato amónico; existen en algunos terrenos ciertos nitratos, como el potásico, el sódico, el cálcico y el magnésico, cuya formación se explica como se dirá más adelante; alguno de estos nitratos se halla también en los jugos de ciertos vegetales.

438. Propiedades físicas.—Es líquido, trasparente, incoloro, de olor irritante y sabor ácido intenso; dá humos blancos en el aire húmedo; su densidad es 1,53 y marca 51° en el areómetro de Baumé; se disuelve en el agua; sometido á -40° se solidifica transformándose en una masa del aspecto de la manteca; á $+86^{\circ}$ hierve y la densidad de su vapor á $+68^{\circ},5$ es 2,258 (la densidad teórica es 2,177) y con relación al hidrógeno 31,5; á dicha temperatura ya comienza á descomponerse en oxígeno, peróxido de nitrógeno y agua cuya descomposición es completa á mayor temperatura; la luz también le descompone de la misma manera, por lo que se debe conservar en en sitios resguardados de ella, pues de lo contrario vá tomando color amarillo debido á que el gas hiponítrico se disuelve en él; la electricidad también le descompone.

439. Propiedades químicas.—Es un ácido enérgico á la temperatura ordinaria, á mayor temperatura pierde parte de su energía porque se volatiliza; enrojece fuertemente las tinturas vegetales azules; es monodínamo puesto que se deriva del tipo agua sencillo,

por sustitución de un átomo de hidrógeno por el nitrilo; puede suponersele también formado por la unión del nitrilo con el oxhidrilo y referirse entonces al tipo hidrógeno; es monobásico, no tiene más que un átomo de hidrógeno que pueda ser reemplazado por los metales; por la facilidad con que cede parte de su oxígeno es un oxidante enérgico: ataca á las materias y tejidos orgánicos tiñéndolos en el acto de color amarillo y destruyéndolos después si actúa por más tiempo, sobre todo en caliente; con muchas de ellas dá origen á derivados muy importantes, como se verá en Química orgánica; es un veneno muy enérgico cuya acción se combate por sustancias básicas como la magnesia ó la ceniza en agua.

El hidrógeno no ejerce ninguna acción sobre el ácido nítrico, á la temperatura ordinaria; auxiliado por el calor reacciona sobre el vapor de dicho ácido produciéndose agua y nitrógeno con desarrollo de 147 calorías:



Cuando esta acción tiene lugar en presencia de la esponja de platino se forma agua y amoniaco:



Oxida al yodo transformándole en ácido yódico; de la misma manera obra con el azufre, selenio, telurio, fósforo y arsenico y sobre otros metaloides. La acción que ejerce sobre los metales es muy importante y se expondrá al estudiarles; por ahora bastará consignar que al antimonio le convierte, como al fósforo y al arsénico, en ácido antimónico y al bismuto en nitrato.

AGUA RÉGIA.—Son también muy interesantes las acciones que el ácido nítrico ejerce sobre muchos compuestos. Mezclando ácido nítrico con ácido clorhídrico muy diluidos y en frio no reaccionan, pero si están concentrados y sobre todo calentando, forman agua y los dos cloruros de nitrosilo (420); la mezcla, incolora al pronto, vá tomando poco á poco color anaranjado intenso. Este cuerpo es el que se llama *agua régia* porque tiene la propiedad de disolver el oro (rey de los metales) de la cual carecen los dos ácidos que la forman; esta propiedad la debe al cloro en estado naciente que desprende cuando se descompone, porque los cloruros de nitrosilo no disuelven al oro. La composición del agua régia no es constante puesto que las cantidades de los ácidos que se mezclan para formarla varían según el objeto á que

se la destina; unas veces son *dos* partes de ácido clorhídrico y *una* de nítrico; otras, *tres* de aquel para *dos* de este, etc. También se prepara una agua régia impura disolviendo nitrato de sodio en ácido clorhídrico ó cloruro de sodio en ácido nítrico.

El ácido nítrico actúa de una manera análoga sobre los ácidos bromhídrico, yodhídrico y fluorhídrico. Á muchos oxácidos los peroxida transformándoles en otros más oxigenados, así al sulfuroso le hace pasar á sulfúrico, el selenioso á selénico, etc.

Se combina con el agua formando varios hidratos, por lo que al mezclarle con aquella se observa elevación notable de temperatura; dos moléculas de ácido nítrico se unen con tres de agua ($2\text{NO}_3\text{H}, 3\text{H}_2\text{O}$) formando un hidrato líquido, incoloro, de una densidad de 1,42, que marca 44° en el areómetro de B.é y hierve á 123°; se produce siempre que se calienta el ácido concentrado ó el diluido, el primero perdiendo oxígeno y peróxido de nitrógeno y el segundo perdiendo agua. El agua fuerte común contiene cantidades mayores y variables de agua, marcando 36° á 38° en el areómetro de Baumé.

Se conoce además un ácido nítrico semihidratado ($2\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2(\text{NO}_3\text{H})\text{N}_2\text{O}_5$) que se produce añadiendo ácido nítrico gota á gota sobre anhídrido nítrico fundido, enfriando después la masa y separando la porción que no se congela, de los cristales del semihidrato. Este es líquido á la temperatura ordinaria, cristaliza á -5° , su densidad 1,642 á $+18^\circ$, se descompone por el calor y sus propiedades son intermedias entre las del anhídrido nítrico y las del ácido monohidratado.

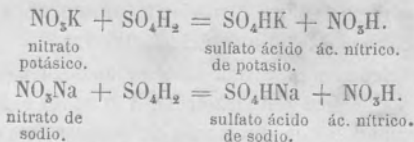
Con el ácido sulfhídrico forma agua, desprende vapores nitrosos y se precipita azufre; de una manera análoga actúa sobre los ácidos selenhídrico y telurhídrico.

Con el amoniaco forma nitrato amónico ó de amonio, oxida á los hidrógenos fosforados, arsenical y antimoniado y no forma sales de fosfonio, arsonio, etc.

El óxido nítrico se disuelve en el ácido nítrico, tiñéndole de color amarillo, anaranjado, azul ó verde, según su diversa concentración; estas coloraciones son debidas á la producción de peróxido de nitrógeno y de ácido nitroso. Ataca á las sustancias orgánicas, originando acciones muy interesantes que se darán á conocer en la Química orgánica; tiñe la piel de amarillo.

440. Preparación.—Se prepara tratando un nitrato cualquiera por el ácido sulfúrico; se forma sulfato del metal del nitrato y se

desprende ácido nítrico; en la práctica únicamente se emplean el nitrato de potasio y el de sodio:



El aparato que se emplea en los laboratorios (fig. 89) consta de una retorta de vidrio, en la que se colocan el nitrato y el ácido sulfúrico, cuyo cuello enchufa en el de un recipiente también de vidrio, que se mantiene frío por un chorro de agua; debe evitarse en este aparato el empleo de corchos ni de otras sustancias orgánicas. Se calienta la retorta para favorecer la reacción del ácido sobre el nitrato

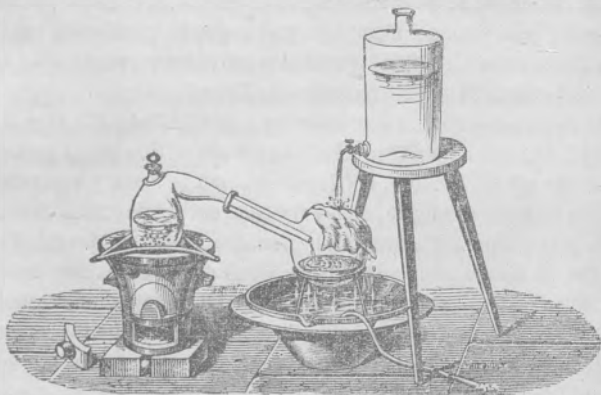
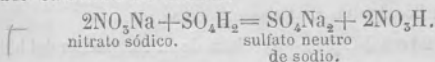


Fig. 89.—Preparación del ácido nítrico.

y los vapores de ácido nítrico se condensan en el recipiente. En esta reacción se observan tres periodos; durante el primero el aparato se llena de vapores nitrosos rojizos, debidos á que el poco ácido nítrico que se desprende es deshidratado por el ácido sulfúrico y se desdobra en gas hiponítrico y oxígeno; durante el segundo aquellos són reemplazados por vapores blancos de ácido nítrico, porque el ácido sulfúrico está reaccionando ya sobre todo el nitrato; en el tercer periodo vuelven á aparecer los vapores nitrosos rojizos debidos á que se descompone parte del ácido nítrico que se está desprendiendo, porque la temperatura es muy elevada. Algunas veces el segundo periodo

pasa con tal rapidéz que durante toda la operación se vé el aparato lleno de vapores nitrosos.

En la industria en vez de la retorta de vidrio se valen de grandes calderas de fundición en las que colocan el nitrato y el ácido sulfúrico; los vapores de ácido nítrico se condensan en una série de recipientes de barro que comunican unos con otros; emplean el nitrato de sodio de preferencia al de potasio, porque además de ser más barato, dá mayor cantidad de ácido nítrico, puesto que el peso atómico del sodio (23) es menor que el del potasio (39,137). Como la temperatura puede elevarse más en las calderas de fundición que en las retortas de vidrio, en vez de formarse sulfato ácido, se forma sulfato neutro, es decir, que la misma cantidad de ácido sulfúrico reacciona sobre doble cantidad de nitrato:



441 Purificación.—El ácido nítrico obtenido por cualquiera de estos medios no es puro: puede contener ácido sulfúrico que haya sido arrastrado por vapores de ácido nítrico; cloro de los cloruros que impurifican á los nitratos sódico ó potásico, que con el ácido sulfúrico desprenden ácido clorhídrico y este reaccionando sobre el ácido nítrico produce cloro; vapores nitrosos de los que se forman en los periodos primero y último de la reacción que se disuelven en el ácido nítrico dándole una coloración amarillo-rojiza. En ciertos casos contiene tambien alguna de las sales que intervienen en su preparación; por eso al evaporar un poco en una cápsula de porcelana deja un residuo solido.

Se le purifica diluyéndole en agua y adicionándole nitrato de bario disuelto para que se precipite el ácido sulfúrico en estado de sulfato bórico; se decanta el liquido claro y se le trata por nitrato de plata para precipitar el cloro en estado de cloruro argéntico; decantado nuevamente el liquido, se le destila en el mismo aparato (fig. 89) que sirvió para prepararle. Los vapores nitrosos se expulsan calentando el ácido nítrico ó haciendo atravesar por él una corriente de aire que se haya tamizado préviamente haciéndole pasar por un tubo con algodón en rama, de esta manera, y tomando todas las precauciones que la práctica de los laboratorios aconseja, se consigue tener el ácido nítrico químicamente puro, hecho que niegan algunos suponiendo que es imposible quitarle todo el cloro.

442 Composición del ácido nítrico.—Resultando este cuerpo de la unión del anhídrido nítrico con el agua y habiéndose dicho ya como se determina la composición de aquel, falta solo averi-

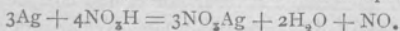
guar la cantidad de agua que contiene el ácido nítrico, lo que se consigue por varios medios y entre ellos el fundado en combinar un peso conocido de dicho ácido con otro también conocido de una base, y pesar el nitrato resultante.

443. APLICACIONES.—Son muy numerosas: en los laboratorios de Química es uno de los reactivos más usados; en Farmacia se emplea para preparar muchos medicamentos; en Medicina se usa alguna vez concentrado, como cáustico, y diluido en agua constituyendo la limonada nítrica. Es un cuerpo necesario en muchas industrias como la de la fabricación del ácido sulfúrico, la del ácido oxálico etc. También se emplea en las artes para grabar sobre ciertos metales, para teñir de amarillo algunas materias orgánicas, etc.

444. Nitratos $\text{NO}_3\text{M}'$.—Resultan de la sustitución del hidrógeno del ácido nítrico por los radicales metálicos. Siendo aquel monobásico, se derivarán los nitratos de los metales poliatómicos, de tantas moléculas de ácido como unidades tenga la dinamicidad de aquellos.

Algunos se encuentran formados en la naturaleza (1) como los de potasio, sodio, calcio etc.; otros son artificiales. Sólidos, cristalizables, de sabor salado y fresco, solubles todos en el agua, excepto algunos nitratos básicos como el subnitrato de bismuto; se funden con facilidad y á mayor temperatura se descomponen primero en oxígeno y nitrito y después en óxido metálico ó metal, oxígeno, nitrógeno y algunos vapores nitrosos; les hay que dán ácido nítrico; esta acción del calor sobre los nitratos explica las oxidaciones y combustiones que experimentan las sustancias ávidas de oxígeno cuando se las calienta con ellos, como el azufre, el selenio, el telurio, el arsénico, el antimonio, el carbón, las materias orgánicas etc., y porque *deflagran* echados sobre carbones encendidos. Los hidrácidos forman con los nitratos los compuestos existentes en el agua régia; los oxácidos más enérgicos que el nítrico le desalojan de sus sales.

Los que la naturaleza presenta formados basta purificarles de las sustancias con que están mezclados, disolviéndoles en agua, filtrando las disoluciones y cristalizándolos. Los demás se preparan tratando los metales por el ácido nítrico:



nitrato de plata.

(1) La existencia de los nitratos en el reino vegetal está demostrada hace mucho tiempo y se citan familias como las berragíneas, las solanáceas, las urticáceas etc. donde existen las plantas en que más abundan los nitratos. Esta cuestión adquiere hoy una importancia grande por los trabajos de algunos químicos, entre ellos Berthelot, sobre la presencia universal de los nitratos en el reino vegetal y el papel que desempeñan en la vegetación.—(Véanse los extractos de las sesiones celebradas por la Academia de Ciencias de París en los días 16 y 25 de Junio de 1884).

Otros por la acción del ácido nítrico sobre los óxidos, los hidratos, los carbonatos, etc. y algunos por doble descomposición.

Se caracterizan por las siguientes reacciones; tratados por *ácido sulfúrico* y un poco de *cobre*, desprenden vapores nitrosos rojizos; con el *ácido sulfúrico* y el *sulfato ferroso* producen una coloración café oscura; con una pequeñísima cantidad de *brucina* y una gota de *ácido sulfúrico* dán una coloración rojiza intensa que pasa enseguida á ser amarilla; mezclados con *azufre* ó con otras sustancias combustibles y calentando la mezcla ó golpeándola con un martillo, detonan; echados sobre ascuas deflagran.

Tienen numerosas aplicaciones como se verá al estudiarles en particular.

445. Anhídrido pernítico.— N_2O_6 .—Este cuerpo se produce siempre que se hace actuar el esfluvio eléctrico sobre una mezcla de peróxido de nitrógeno y de oxígeno (Berthelot) ó bién sobre una mezcla de oxígeno seco y de nitrógeno (Hautefeuille y Chappuis).

Obtenido en estas condiciones se presenta en el estado gaseoso, incoloro y se descompone trascurrido poco tiempo, produciendo vapores rutilantes. Se le caracteriza porque interponiendo entre una llama y el espectroscopio un tubo de un metro, origina un espectro que presenta rayas finas muy oscuras en los colores rojo, anaranjado y verde.

446. Sulfuro de nitrógeno— SN —Es un compuesto de azufre y nitrógeno correspondiente al óxido nítrico. Es sólido, cristaliza en prismas romboidales de color amarillo de oro; insoluble en el agua; detona por el choque y calentándole á 160° . Se prepara por la acción del amoniaco sobre el cloruro de azufre.

Se conoce un seleniuro de nitrógeno de color rojo claro, que es explosivo.

Combinaciones del fósforo con el oxígeno, azufre y selenio.

447. Compuestos que forma el fósforo con el oxígeno.—El fósforo uniéndose al oxígeno forma dos compuestos que son los anhídridos de otros tantos ácidos, á saber: el *anhídrido fosforoso*, Ph_2O_3 y el *anhídrido fosfórico*, Ph_2O_5 ; se admite por algunos que puede formar un subóxido de fósforo, cuya fórmula sería Ph_4O . Los dos anhídridos reaccionando con el agua, dan origen á los ácidos respectivos y además se conoce algún otro ácido, el hipofosforoso, cuyo anhídrido (Ph_2O) no ha sido aislado. Los oxácidos del fósforo forman una serie cuyo eje es el hidrógeno fosforado (PhH_3), del que se derivan por adición de átomos de oxígeno:

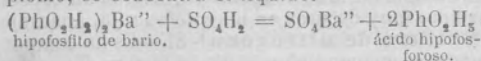
PhH_3	—	fosfuro trihídrico.
PhH_3O	—	desconocido.
PhH_3O_2	—	ácido hipofosforoso.
PhH_3O_3	—	» fosforoso.
PhH_3O_4	—	» fosfórico.

Los tres ácidos contienen tres átomos de hidrógeno y sin embargo su basicidad no es la misma, puesto que el primero es monobásico, el segundo bibásico y el tercero tribásico (101). El compuesto PhH_2O es desconocido, pero se conoce el oxiclórico de fósforo (PhCl_2O) correspondiente a él.

448. Ácido hipofosforoso.— PhO_2H_2 .—Este ácido es líquido, de consistencia de jarabe y cristaliza difícilmente; no tiene color y su sabor es ácido bastante intenso; se disuelve en el agua y se descompone por el calor en ácido fosfórico y fosforo trihidrico.

Es monobásico, sólo uno de sus tres átomos de hidrógeno puede ser reemplazado por los metales para formar sales; su reacción es ácida bastante enérgica; se apodera del oxígeno libre ó combinado para pasar á ácido fosforoso primero y á fosfórico después, por lo cual es muy reductor; precipita el metal de algunas sales como las de oro y plata; transforma á las mercúricas en mercuriosas y con las de cobre forma un precipitado rojo que es *hidruro de cobre*, según Wurtz, pero que Berthelot cree es un compuesto más complejo.

Se prepara tratando el hipofosfito de bario por la cantidad correspondiente de ácido sulfúrico ó el hipofosfito de plomo por el ácido sulfúrico; separado por filtración el precipitado de sulfato bórico ó de sulfuro de plomo, se concentra el líquido:



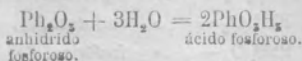
449. Hipofosfitos.— $\text{PhO}_2\text{H}_2\text{M}'$.—Resultan de la sustitución del átomo de hidrógeno básico del ácido hipofosforoso por los metales. Unos son cristalizados y otros amorfos; se disuelven en el agua la mayor parte de ellos y algunos en el alcohol; el calor les descompone desprendiendo fosforo de hidrógeno, que arde; no se oxidan en contacto del aire cuando están secos, pero sí cuando están disueltos, transformándose en fosfitos y fosfatos.

Se preparan hirviendo el fósforo con disoluciones alcalinas; también se pueden preparar combinando directamente el ácido con las bases y algunos por doble descomposición.

Se caracterizan por la propiedad de desprender hidrógeno fosforado cuando se les calienta; porque hervidos con disoluciones alcalinas se transforman en fosfatos y desprenden hidrógeno, y por su acción reductora sobre ciertas sales metálicas, sobre todo en caliente; no precipitan por el agua de cal.

Algunos hipofosfitos tienen aplicación en Medicina.

450. Anhídrido fosforoso.— Ph_2O_3 .—Corresponde al anhídrido nitroso (N_2O_2). Es sólido, blanco, de olor aliáceo y volátil; cuando está completamente seco no enrojece el papel azul de tornasol; es muy ávido de agua, absorbe la humedad atmosférica elevándose mucho la temperatura; cuando se le adiciona un poco de agua se transforma en ácido fosforoso:



Se prepara por la combustión lenta del fósforo en aire seco.

451. Ácido fosforoso — PhO_3H_2 . — Se presenta unas veces cristalizado y otras bajo la forma de un líquido espeso é incristalizable; su color es blanco, sabor ácido intenso; se disuelve en el agua y esta disolución concentrada, sometida á un descenso de temperatura, cristaliza; es muy delicuescente; el calor le transforma en ácido fosfórico, desprendiéndose fosforo trihidrico. Es un ácido bibásico energético que enrojece fuertemente las tinturas azules vegetales; absorbe el oxígeno libre ó combinado para transformarse en ácido fosfórico siendo por lo tanto muy reductor; precipita algunos metales de sus disoluciones salinas.

Se prepara por varios medios; por la acción del agua sobre el anhídrido; por la combustión lenta del fósforo en el aire húmedo, para lo cual se ponen cilindros de fósforo colocados dentro de tubos de vidrio afilados por uno de sus extremos, en un embudo y este á su vez sobre un frasco, cubierto todo con una campana de cristal cuya boca ó bocas estén abiertas, procurando que el aire contenido en su interior se mantenga húmedo constantemente, lo que se consigue colocando todo sobre un plato grande con agua; de los cilindros de fósforo comienza á gotear muy pronto un líquido que es ácido fosforoso diluido, que cae en el frasco, y aquellos van disminuyendo de volumen hasta que desaparecen por completo pasado algún tiempo; se concentra después este líquido á la temperatura ordinaria. El producto así obtenido no es puro, puesto que se forma algo de ácido fosfórico; por esto se llamó ácido *hipofosfórico* y ácido *fosfático*, creyendo que era un ácido particular (1). También se prepara el ácido fosforoso por la acción del agua sobre el tricloruro ó el tribromuro de fósforo.

452. Fosfitos. — $\text{PhO}_3\text{HM}_2'$. — Son las sales resultantes de la sustitución de los dos ó de uno de los átomos de hidrógeno básico del ácido fosforoso por los metales; hay por lo tanto fosfitos *neutros* ($\text{PhO}_3\text{HM}_2'$) y *ácidos* ($\text{PhO}_3\text{H}_2\text{M}'$) ó sea *fosfitos bimetalíticos* y *monometalíticos*. Los neutros son poco solubles en el agua, escepto los alcalinos; los ácidos son más solubles; el calor les descompone desprendiendo los primeros hidrógeno fosforado y los segundos hidrógeno libre; son sin embargo más estables que los hipofosfitos, conservándose sin alteración durante algún tiempo expuestos al aire húmedo; son bastante reductores.

Se preparan tratando las bases por el ácido fosforoso y los insolubles por doble descomposición.

Se caracterizan por la propiedad de desprender hidrógeno, ó fosfamina, cuando se les calienta; hervidos con los álcalis no se transforman en fosfatos;

(1) Según los trabajos de Salzer parece que existe realmente un ácido intermediario entre el fosforoso y el fosfórico al cual denomina *ácido hipofosfórico* (PhO_3H) cuyo anhídrido será Ph_2O_4 , es decir, de la misma fórmula que el antiguo ácido fosfático. El ácido hipofosfórico contenido en el líquido resultante de la combustión lenta del fósforo procederá de la oxidación del ácido fosforoso en contacto del aire.

dan precipitados blancos con el *agua de cal*, con el *nitrate mercurioso* y con el *acetato de plomo*; precipitan también en frío el oro, la plata y el mercurio de sus disoluciones salinas y al cobre por el calor.

453. Anhídrido fosfórico.— Ph_2O_5 .—Corresponde al anhídrido nítrico (N_2O_5). Es sólido, amorfo, no tiene olor á no ser que contenga algo de anhídrido fosforoso, de color blanco como la nieve; es deliquescente, echado sobre agua produce un ruido como el de un hierro caliente y se disuelve en ella, elevándose mucho la temperatura; en esta acción se producen 20,8 calorías; algunas veces permanece una porción de él durante una hora sin disolverse en el agua; en esta disolución existen los ácidos que mas adelante se dirá; cuando está bién seco no enrojece el papel azul de tornasol; los cuerpos oxidantes no le alteran, los reductores le desoxidan.

Se combina con el agua dando origen á tres ácidos diferentes según el número de moléculas de aquella con que se une:

con una, el ácido *metafosfórico* ($\text{Ph}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{PhO}_3\text{H}$)
 » dos, » *pirofosfórico* ($\text{Ph}_2\text{O}_5 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ph}_2\text{O}_7\text{H}_4$)
 » tres, » *orthofosfórico* ($\text{Ph}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{PhO}_4\text{H}_3$).

Se prepara quemando el fósforo en aire ó en oxígeno secos, para lo cual se coloca debajo de una gran campana de cristal (fig. 90),



Fig. 90.—Preparación del anhídrido fosfórico.

puesta sobre un plato de cristal ó de porcelana, una capsulita con un trozo de fósforo bién seco al que se hace arder; la campana se llena de humos blancos y poco á poco se van depositando sobre el plato copos blancos de anhídrido fosfórico que se recogen y guardan en frascos bien cerrados. La operación practicada de esta manera no es continua; se puede disponer el aparato de modo que se renueven en él constantemente el aire y el fósforo á medida que este se va quemando.

Se emplea como deshidratante por la gran afinidad que tiene para el agua.

454. Acido fosfórico normal ó ordinario.—(*ácido ortho-fosfórico*).— PhO_4H_3 .—Es sólido, cristaliza en prismas grandes, transparentes, incoloros y muy claros, no tiene olor y su sabor es muy

ácido; se disuelve en el agua; á 213° se transforma en ácido pirofosfórico perdiendo una molécula de aquella; al rojo pierde dos moléculas y se transforma en ácido. metafosfórico. Es un ácido tribásico muy enérgico, cuyos tres átomos de hidrógeno pueden ser reemplazados por los metales, produciéndose los fosfatos ordinarios ú orthofosfatos. Su disolución no precipita por el cloruro bórico, por el nitrato de plata, ni por el cloruro férrico, pero si se le añade una base dá precipitado blanco con el cloruro bórico, amarillo con el nitrato argéntico y amarillo parduzco con el cloruro férrico; este ácido no coagula la albúmina.

Se prepara tratando el fósforo por el ácido nítrico; para ello se ponen en una retorta (fig. 91) ácido nítrico y trozos de fósforo que se

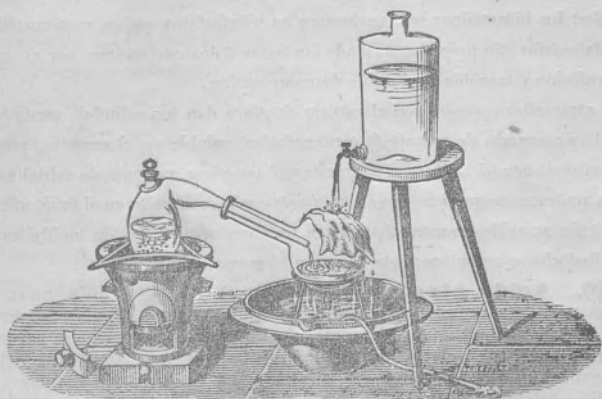


Fig. 91.—Preparación del ácido fosfórico.

agregan poco á poco; la retorta comunica con un recipiente enfriado por un chorro de agua; se calienta con precaución y el fósforo es oxidado por el ácido nítrico, formándose ácido fosfórico y desprendiéndose abundantes vapores nitrosos; parte del ácido nítrico destila condensándose en el recipiente y se le vuelve á la retorta, repitiendo esta operación hasta que todo el fósforo se ha disuelto. La disolución se concentra en una cápsula de platino hasta consistencia de jarabe y después se la coloca debajo del recipiente de una máquina neumática, sobre ácido sulfúrico, para que cristalice el ácido fosfórico.

Puede también prepararse por la acción del agua sobre el penta-

cloruro de fósforo (**391**); descomponiendo el fosfato monocalcico por el ácido sulfúrico ó tratando el fosfato bórico por ácido dicho.

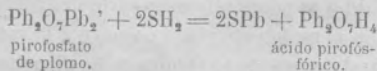
Se emplea alguna vez como reactivo y en Medicina bajo la forma de limonada fosfórica.

455. Orthofosfatos ó fosfatos ordinarios.— $\text{PhO}_4\text{M}'_3$.—Se derivan de la sustitución de todo ó de parte del hidrógeno del ácido orthofosfórico por los metales; pueden ser *monometálicos* ($\text{PhO}_4\text{H}_2\text{M}'$) *bimetálicos* ($\text{PhO}_4\text{HM}'_2$) y *trimetálicos* ($\text{PhO}_4\text{M}'_3$) según que contengan uno, dos ó tres átomos de metal, y también *mixtos*, si los átomos de hidrógeno son reemplazados por metales diferentes. Muchos de ellos se encuentran en la naturaleza. Los trimetálicos y bimetalicos son insolubles en el agua, escepto los alcalinos; los monometálicos son todos solubles; los insolubles en el agua se disuelven en los ácidos porque se transforman en monometálicos; los trimetálicos no se alteran por la acción del calor; los bimetalicos se transforman en pirofosfatos y los monometálicos en metafosfatos. Se preparan tratando las bases ó los carbonatos por el ácido orthofosfórico y también por doble descomposición.

Se caracterizan porque con el *nitrato de plata* dan los solubles, precipitado amarillo de canario de orthofosfato triargéntico, soluble en el amoniaco y en el ácido nítrico; con el *sulfato de magnesio y el amoniaco*, precipitado cristalino de fosfato amónico-magnésico; con el *molibdato amónico* disuelto en el ácido nítrico, precipitado amarillo característico que es un compuesto de ácido molibdico, de ácido fosfórico y amoniaco; esta reacción es muy sensible.

456. Acido pirofosfórico.— $\text{Ph}_2\text{O}_7\text{H}_4$.—Es sólido, unas veces se presenta en una masa vitrea blanda y otras opaco, blanco y cristalino; se disuelve en el agua; el calor le descompone separando una molécula de agua y transformándole en ácido metafosfórico; hirviendo sus disoluciones se convierte en ácido orthofosfórico. Es un ácido bastante enérgico y tetrabásico; su disolución no precipita por el cloruro bórico, ni el por nitrato de plata y no coagula la albúmina; neutralizándole más ó menos completamente con una base, dá precipitados blancos con el cloruro bórico y el nitrato argéntico.

Se prepara tratando el pirofosfato de plomo, puesto en suspensión en el agua, por ácido sulfhídrico; se forma sulfuro de plomo insoluble y ácido pirofosfórico que queda en disolución y se concentra después:



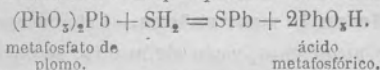
457. Pirofosfatos.— $\text{Ph}_2\text{O}_7\text{M}'_4$.—Resultan de la sustitución de todo ó parte del hidrógeno del ácido por un metal ó por metales diferentes y pueden ser *mono*, *bi*, *tri* ó *tetrametálicos*. Los tetrametálicos son insolubles en el agua, escepto los alcalinos; los otros són más ó menos solubles en ella; el calor des-

compone algunos transformándoles en metafosfatos: calentados con agua pasan á orthofosfatos. Se preparan neutralizando el ácido pirofosfórico por las bases, por la acción del calor sobre los orthofosfatos y por doble descomposición.

Se caracterizan los solubles porque dan precipitado blanco con el *cloruro de bario*; con el *nitrate de plata*, pirofosfato argéntico, blanco, soluble en el amoníaco y en el ácido nítrico.

458. Acido metafosfórico.— PhO_3H .—Es sólido, trasparente, vítreo é incristalizable; no tiene color, ni olor y su sabor es muy ácido; se disuelve mucho en el agua y es delicuescente; se volatiliza completamente al rojo y en parte se descompone, formándose anhídrido fosfórico; hirviéndole con agua se transforma en ácido orthofosfórico; es un ácido monobásico bastante enérgico, precipita en blanco con el cloruro bárico y el nitrato argéntico y coagula la albúmina.

Se prepara tratando el metafosfato de plomo, puesto en suspensión en el agua, por el ácido sulfhídrico; se forma sulfuro de plomo negro é insoluble y ácido metafosfórico que queda en disolución y se concentra:



459. Metafosfatos.— $\text{PhO}_3\text{M}'$ —Resultan de la sustitución del átomo de hidrógeno del ácido por los metales. Unos cristalizan y otros són amorfos; son insolubles en el agua escepto los alcalinos y el metafosfato de plomo que se disuelve en el agua hirviendo; se funden por la acción del calor; los ácidos, aún los poco enérgicos, les descomponen. Se preparan tratando el ácido metafosfórico por las bases; por calcinación de los orthofosfatos y por doble descomposición.

Se caracterizan porque dán precipitado blanco con el *cloruro de bario* y con el *nitrate de plata*.

460. Sulfuros de fósforo.—Estos cuerpos no están bién estudiados. Se conoce un *protosulfuro de fósforo* (sulfido hipofosforoso) SPh_2 , un *trisulfuro* (sulfido fosforoso) S_2Ph_2 , y un *pentasulfuro* (sulfido fosfórico) S_4Ph_2 , que corresponden á los compuestos respectivos de fósforo y oxígeno: además se ha indicado la existencia de un *sub-sulfuro*, SPh_4 y de un *persulfuro*, S_{12}Ph_2 . Se forman por la acción directa del fósforo sobre el azufre.

Existen también algunos seleniuros de fósforo.

Combinaciones del arsénico con el oxígeno.

461. Anhídridos y ácidos del arsénico.—Se conocen dos anhídridos, el *anhídrido arsenioso* (As_2O_3) y el *anhídrido arsénico* (As_2O_5) correspondientes á los anhídridos nitroso y fosforoso, nítrico y fosfórico. Creen

37

algunos que el arsénico forma además un subóxido, cuando se oxida por la acción del aire húmedo, pero no está bien determinada la existencia de este cuerpo, que otros suponen es una mezcla de anhídrido arsenioso y de arsénico metálico, por la facilidad con que se desdobra en estos dos cuerpos cuando se le trata por los ácidos débiles ó por los álcalis.

Los anhídridos forman los dos ácidos correspondientes que son, el *ácido arsenioso* (AsO_3H_3) y el *ácido arsénico* (AsO_4H_3), correspondientes á los ácidos fosforoso y orthofosfórico y que así como á estos se les supone derivados de la fosfamina por oxidación, á aquellos se les puede suponer derivados de la misma manera, de la arsenamina.

ANHIDRIDO ARSENIOSO.— As_2O_3 .

Peso molecular..... 198.

462. Estado en la naturaleza.—Este cuerpo conocido con el nombre de *arsénico blanco*, y con algún otro, se encuentra algunas veces en la naturaleza en cristales, acompañando á los minerales de níquel y de cobalto.

463. Propiedades físicas.—Es sólido y puede presentarse cristalizado y amorfo; cristaliza en octaedros y en prismas rectos romboidales, es por lo tanto dimorfo. El amorfo es trasparente ó por lo menos traslúcido, incoloro ó ligeramente amarillento; no tiene olor; su sabor es acre y nauseabundo; su densidad 3,7385; es más soluble en el agua y en el alcohol que el cristalizado. á la temperatura de 13° se disuelven 4 partes del anhídrido en 100 de agua.

Esta variedad del anhídrido arsenioso es poco estable; poco á poco se vá volviendo opaco desde la superficie al centro, convirtiéndose en unas masas opacas blancas que se asemejan á la porcelana (anhídrido arsenioso *porcelana* ó *porcelánico*) cuya transformación es debida al tránsito del estado amorfo al cristalino, con desprendimiento de calor, puesto que las masas opacas de este anhídrido están formadas por la yustaposición de cristales octaédricos muy diminutos. A veces esta transformación se verifica en poco tiempo, como sucede cuando se disuelve la variedad vítreo en ácido clorhídrico hirviendo; por enfriamiento se depositan cristales octaédricos cuya formación vá acompañada de ráfagas luminosas bien perceptibles en la oscuridad, hecho que no tiene lugar cuando se disuelve en el ácido clorhídrico la variedad cristalizada.

No existe conformidad acerca de la causa de esta transformación, que para unos químicos es independiente del contacto del aire húmedo y que otros creen es necesario dicho contacto para que se verifique. En esta modificación hay cambios en la densidad y en el calorífico específico; la densidad del anhídrido arsenioso opaco es 3,699; también disminuye su solubilidad en el agua y en el alcohol; 100 de agua á 13° no disuelven más que 1,2 á 1,3 partes de anhídrido arsenioso cristalizado.

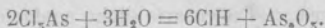
Por la acción del calor se funde, siempre que la presión sea mayor que la ordinaria, y al solidificarse se obtiene la variedad vítrea; es volátil y su vapor se condensa en la forma prismática ó en la octaédrica según que el recipiente en que se verifica la condensación esté á unos 250° ó frío; otras veces se condensa en un polvo muy fino que se llama harina ó *flores de arsénico*.

464. Propiedades químicas.— Este cuerpo es más bien electro-negativo que electro-positivo, sin embargo, en algunas circunstancias funciona como una base, asemejándose á ciertos trióxidos metálicos; tal sucede en el tartrato arsenioso-potásico correspondiente al tartrato antimónico-potásico. Es un veneno muy enérgico que produce inflamaciones y ulceraciones de la mucosa del estómago y de los intestinos y perfora rápidamente sus paredes; se combaten sus efectos provocando el vómito y administrando los hidratos férrico y magnésico, preparados por precipitación. Los cuerpos reductores le transforman en arsénico metálico y con el hidrógeno forma arseniuro trihídrico; los oxidantes por el contrario le hacen pasar á ácido arsénico, si actúan en presencia del agua; el ácido sulfhídrico precipita sulfido arsenioso cuando se le hace obrar sobre disoluciones de anhídrido arsenioso; el amoníaco cáustico le disuelve, pero dejada la disolución al aire, á medida que se vá desprendiendo el gas amoníaco se vá depositando en cristales octaédricos.

465. Preparación.— Se prepara tostando el mispickel (sulfo-arseniuro de hierro) y otros arseniuros y sulfo-arseniuros; el arsénico se transforma en anhídrido arsenioso que se condensa en unas cámaras convenientemente dispuestas. Se le purifica sublimándole nuevamente.

466. Síntesis.— Se ha determinado su composición oxidando una cantidad conocida de arsénico y se ha deducido que su fórmula es As_2O_3 . También se ha deducido de la del cloruro de arsénico que

por la acción del agua se transforma exactamente en anhídrido arsenioso y ácido clorhídrico:



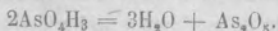
467. APLICACIONES.—Se emplea en Química como reactivo en algunas determinaciones cuantitativas; en Medicina se prescribe como medicamento en dosis muy pequeñas; en la industria usan este cuerpo para la fabricación del flint-glass y de algunas materias colorantes, como el verde de Scheele; se emplea también para matar los ratones por lo que ha recibido el nombre vulgar de *pedra de mata ratones*.

468. Ácido arsenioso.— AsO_3H_3 .—Se supone que este cuerpo es el que se forma cuando el anhídrido se disuelve en el agua y al cual debe dicha disolución la propiedad de enrojecer la tintura azul de tornasol, de neutralizar á los álcalis cáusticos y de descomponer los carbonatos á la temperatura de la ebullición; es reductor porque tiende á pasar á ácido arsénico y esto explica algunas de sus reacciones. No se le ha obtenido aislado pues cuando se concentran sus disoluciones se descompone y se depositan cristales de anhídrido arsenioso. Más conocidos, aunque no completamente, son sus derivados los arsenitos.

469. Arsenitos.— $\text{AsO}_3\text{M}'_3$.—Resultan de la sustitución del hidrógeno del ácido arsenioso por los metales; pueden ser *trimetálicos* ($\text{AsO}_3\text{M}'_3$) *bimetálicos* ($\text{AsO}_3\text{HM}'_2$) y *monometálicos* ($\text{AsO}_3\text{H}_2\text{M}'$). Son insolubles en el agua excepto los de los metales alcalinos; se descomponen por el calor, unos en anhídrido arsenioso y óxido metálico, otros se transforman en arseniatos y alguno (el de plata) deja el metal libre. Se preparan los alcalinos tratando la base por el anhídrido arsenioso; los demás por precipitación.

Se caracterizan porque sus disoluciones dán precipitado amarillo de sulfido arsenioso con el *gas sulfhídrico*; con el *nitrate argéntico amoniacal* dán también precipitado amarillo de arsenito de plata; con el *sulfato cúprico* forman un precipitado verde de arsenito de cobre, que se conoce con el nombre de verde de Scheele. Calentados con un cuerpo reductor dejan desprender arsénico metálico que forma anillos en los tubos de vidrio.

470. Anhídrido arsénico.— As_2O_3 .—Es sólido, amorfo, blanco, poco soluble en el agua y al rojo se descompone en anhídrido arsenioso y oxígeno; no dá reacción ácida con el papel azul de tornasol; los cuerpos reductores lo transforman en anhídrido arsenioso y hasta en arsénico metálico, y el hidrógeno en arsenamina; con el agua forma ácido arsénico cuya transformación la experimenta también por la acción prolongada del aire húmedo. Se prepara deshidratando el ácido arsénico á la temperatura del rojo sombra:



471. Ácido arsénico.— AsO_4H_3 .—Este cuerpo, llamado tam-

bién *ácido ortho-arsénico*, por analogía con el ácido orthofosfórico (PhO_4H_3), es sólido, cristaliza en prismas transparentes, incoloros, de sabor metálico y muy cáustico y solubles en el agua; á la temperatura de 150° pierde una molécula de agua, transformándose en un ácido que ha recibido el nombre de *piro-arsénico* ó *para-arsénico* ($\text{As}_2\text{O}_7\text{H}_4$) análogo al *pirofosfórico* ($\text{Pb}_2\text{O}_7\text{H}_4$); á 200° pierde otra molécula de agua y se transforma en *ácido meta-arsénico* (AsO_3H) correspondiente al ácido metafosfórico (PhO_3H); por último á 300° pierde la última molécula de agua quedando reducido á anhídrido arsénico. Es un ácido tribásico enérgico, enrojece fuertemente las tinturas azules vegetales; es muy venenoso y su disolución concentrada produce, cuando se la coloca sobre la piel, una ampolla que después origina una úlcera muy dolorosa y de difícil curación.

Se prepara oxidando el anhídrido arsenioso por el ácido nítrico ó el agua régia; la reacción que se produce es muy viva; se evapora el líquido hasta sequedad, se disuelve el residuo en agua destilada y se evapora nuevamente la disolución hasta consistencia de jarabe; dejándole después en una atmósfera seca, cristaliza el ácido arsénico.

Se emplea en la estampación de algunos tejidos y para preparar algunos colores derivados de la anilina.

472. Arsénatos — $\text{AsO}_4\text{M}'_2$.—Pueden ser, como los fosfatos correspondientes, *tri*, *bi* y *monometálicos*. Son insolubles en el agua excepto los de los metales alcalinos; los monometálicos (arsenatos ácidos) son todos solubles; los arsenatos bimetales de bario, estroncio y calcio se disuelven en presencia de las sales amónicas; los cuerpos reductores les transforman en arseniuros y alguna vez en arsénico metálico. Se preparan neutralizando el ácido por las bases y los insolubles por precipitación.

Se caracterizan porque dan con el *nitrate de plata* un precipitado de arseniato de plata, de color rojo de ladrillo, soluble en el amoniaco y en el ácido nítrico; con el *sulfato de cobre* dan precipitado de color azul pálido; con el *sulfato de magnesio* y el *amoniaco* forman el arseniato amónico-magnésico, cristalino, insoluble é isomorfo con el fosfato amónico-magnésico.

Combinaciones del arsénico con el azufre, selenio y telurio.

473. Se conocen tres sulfuros de arsénico; los *sulfidos* *hipo-arsenioso*, *arsenioso* y *arsénico*.

474. Sulfido hipoarsenioso.— S_2As_2 .—Este cuerpo, que por su fórmula corresponde al bióxido de nitrógeno (N_2O_2), es conocido además con los nombres de *rejalgar*, *sandaraca* y *bisulfuro de arsénico*. Se encuentra en la naturaleza en varias localidades; es sólido, cristaliza en prismas romboidales oblicuos, algo transparentes, de color rojo anaranjado, de aspecto resinoso, inodoro é insípido; su densidad es 3,4 á 3,6; no se disuelve en el agua; el calor le funde primero y despues le volatiliza. Es un sulfuro electro-negativo que puede unirse á los sulfuros básicos formando *hiposulfoarsenitos*; es menos nocivo que el anhídrido arsenioso; arde en contacto del oxígeno con una llama azulada transformándose en los anhídridos sulfuroso y arsenioso; el ácido clorhídrico apenas le ataca, con el sulfúrico concentrado y caliente produce agua, gás sulfuroso y anhídrido arsenioso; el nítrico y agua régia le transforman en los ácidos arsénico y sulfúrico; fundido con un nitrato forma una mezcla de arseniato y sulfato.

Se prepara fundiendo en un crisol una mezcla de arsénico metálico y de azufre ó de trisulfuro de arsénico.

475. Sulfido arsenioso.— S_3As_2 .—Corresponde al anhídrido arsenioso; recibe los nombres de *oropimente*, de *trisulfuro de arsénico* y de *anhídrido sulfoarsenioso*. Existe en la naturaleza; es sólido, cristaliza en prismas como los del rejalgar y otras veces en escamas pequeñas; su color es amarillo de oro y es lustroso; no tiene olor ni sabor; su densidad 3,4 á 3,6; no se disuelve en el agua, sin embargo recién obtenido por precipitación se disuelve algo en el agua hirviendo; se funde y se volatiliza sin descomponerse.

Es también de carácter electro-negativo y se combina con los sulfuros básicos formando sulfosales, que reciben el nombre de *sulfoarsenitos*, de constitución análoga á los arsenitos. Cuando se le calienta en contacto del aire, arde con llama azul pálida; es venenoso aunque no tanto como el anhídrido arsenioso; los ácidos clorhídrico sulfúrico y nítrico y el agua régia, actúan sobre el trisulfuro de arsénico como sobre el rejalgar; el amoniaco le disuelve formándose sulfo-arsenito amónico.

Se puede preparar por vía seca y por vía húmeda; por vía seca, fundiendo una mezcla de arsénico y de azufre, ambos en polvo; por vía húmeda, precipitando por el hidrógeno sulfurado una disolución de anhídrido arsenioso ó de un arsenito, en el ácido clorhídrico.

476. Sulfido arsénico.— S_3As_3 .—Corresponde al anhídrido arsénico; se le conoce con los nombres de *pentasulfuro de arsénico* y de *anhídrido sulfo-arsénico*; no se le ha encontrado en la naturaleza. Es sólido, amorfo, amarillo, insoluble en el agua, fusible y volátil; es electro-negativo, forma con los sulfuros básicos, sulfuros dobles llamados *sulfo-arseniatos* y funciona en las reacciones de una manera análoga que el anterior. Se prepara fundiendo el trisulfuro con azufre

ó el precipitado que se forma cuando se pasa una corriente de hidrógeno sulfurado por una disolución de ácido arsénico.

477. Seleniuros de arsénico.—Se conocen dos; el *triseleleniuro* (Se_3As_2) y otro de la fórmula (Se_6As_2 ?) que no tiene su correspondiente entre los sulfuros.

478. Telururos de arsénico.—Se conoce el *bitelururo* (Te_2As_2) y el *tritelururo* (Te_3As_2) correspondientes al bisulfuro y trisulfuro.

Combinaciones del antimonio con el oxígeno.

479. Óxidos de antimonio.—Se estudian tres que son, el *anhidrido antimonioso* (Sb_2O_3) el *tetraóxido de antimonio* (Sb_2O_4) y el *anhidrido antimónico* (Sb_2O_5); el primero y último corresponden á los anhídridos nitroso, fosforoso y arsenioso y nítrico, fosfórico y arsénico respectivamente; el segundo corresponde al peróxido de nitrógeno (N_2O_4). Los dos anhídridos reaccionando con el agua producen los hidratos correspondientes, que son considerados como los *ácidos antimonioso y antimónico*.

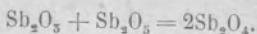
480. Anhidrido antimonioso — Sb_2O_3 .—Este cuerpo llamado también *sexquióxido de antimonio*, se encuentra en la naturaleza constituyendo el mineral denominado *valentinita*. Es sólido, cristaliza en prismas rectos rombales y en octaedros, siendo isodimorfo con el anhídrido arsenioso (**18**); su color es blanco nacarado á veces con un tinte amarillento, sobre todo calentándole; se disuelve muy poco en el agua; á la temperatura del rojo se funde y á mayor temperatura se volatiliza, condensándose su vapor en cristales prismáticos que tienen brillo argéntino y que se entrecruzan unos con otros formando las *flores argentinas de antimonio*. Cuando actúa sobre las bases poderosas funciona como el anhídrido de un ácido poco enérgico, formando los antimonitos y como un óxido básico con los ácidos enérgicos, originando las sales de antimonio; los cuerpos reductores le transforman en antimonio metálico y con el hidrógeno puede formar el antimoniuro trihidrico; los oxidantes le convierten en tetraóxido de antimonio ó en anhídrido antimónico; por esta razón cuando se le calienta en contacto del aire, arde como la yesca y se transforma en aquel óxido; el agua se combina con él, pero no forma el ácido antimonioso normal (SbO_3H_2) sino el meta-antimonioso (SbO_2H); los hidrácidos le disuelven formando las sales halógenas correspondientes y con los oxácidos forma sales anfideas; no es soluble en el ácido nítrico.

Se prepara calcinando el antimonio metálico en un crisol al que tenga acceso el aire para que se oxide y los vapores del óxido se condensan en las paredes del crisol, formando las flores argentinas de antimonio. Puede prepararse también vertiendo una disolución de tricloruro de antimonio, sobre otra hirviendo de carbonato sódico.

Se emplea en Medicina.

481. Ácido antimonioso.— SbO_2H .—*Antimonitos*.— $\text{SbO}_2\text{M}'$.—Corresponde por su fórmula al ácido nitroso (NO_2H); no se conoce el ácido antimonioso normal ó hidrato antimonioso (SbO_2H_2) pierde con facilidad una molécula de agua transformándose en anhídrido. Se prepara tratando una disolución de tricloruro de antimonio por otra, que esté fría, de carbonato de sodio. Reacciona sobre las bases formando los antimonitos que son sales muy poco importantes.

482. Tetra-óxido de antimonio.— Sb_2O_4 .—Este cuerpo llamado también *antimonio de antimonio*, existe en la naturaleza formando el mineral denominado *cervantita*. Es blanco ligeramente amarillento, cuyo color se hace más intenso por el calor; tiene por densidad 6,68; insoluble en el agua; el calor no le funde, ni le descompone; los ácidos separan de él el óxido antimonioso y con las bases forma antimoniato, y antimonito, de donde resulta que se le puede considerar formado por



Con el agua forma un hidrato. $\text{Sb}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{Sb}_2\text{O}_3\text{H}_2$.

Se prepara calcinando el anhídrido antimonioso ó el antimónico en contacto del aire; el primero toma un átomo de oxígeno, el segundo le desprende, transformándose ambos en tetra-óxidos.

483. Anhídrido antimónico.— Sb_2O_5 .—Se le conoce también con el nombre de *penta-óxido de antimonio*. Es sólido, blanco ligeramente amarillento; su densidad 6,6; no se disuelve en el agua ni en los ácidos; el calor le descompone convirtiéndole en tetra-óxido. Se prepara calcinando su hidrato.

484. Ácidos antimónicos.—Se conocen el *ácido meta-antimónico* (SbO_3H) correspondiente á los ácidos nítrico (NO_3H) y meta-fosfórico (PhO_3H) y que se llama también ácido mono-antimónico ó antimónico ordinario; el *ácido parantimónico* ($\text{Sb}_2\text{O}_5\text{H}_2$) correspondiente al pirofosfórico ($\text{Ph}_2\text{O}_7\text{H}_2$) y que por esta razón recibe también el nombre de piro-antimónico; el *ácido orthoantimónico* (SbO_4H_2) es tan inestable que cuando se intenta aislarle se transforma en ácido meta-antimónico, perdiendo dos moléculas de agua.

El ácido *meta-antimónico*, es sólido, pulverulento, suave al tacto, blanco, muy poco soluble en el agua, á la que dá reacción ácida, el calor le transforma en anhídrido antimónico; los ácidos no le disuelven y con las bases forma los antimoniatos. Se prepara tratando el antimonio en polvo por el ácido nítrico.

El ácido *parantimónico* (llamado meta-antimónico por Fremy) es también un polvo blanco, insoluble en el agua y en los ácidos, que por el calor se transforma primero en ácido metantimónico y después en el anhídrido; con las bases forma parantimoniatos. Se prepara descomponiendo un parantimoniato por un ácido ó el pentacloruro de

antimonio por el agua. Es muy inestable transformándose espontáneamente en ácido meta-antimónico.

485. Antimoniatos.— SbO_2M_3 .—Algunos corresponden á esta fórmula y son verdaderos ortho-antimoniatos; otros se derivan de los ácidos meta-antimónico y parantimónico. Son poco solubles en el agua, siéndolo menos el de sodio que el de potasio.

486. Oxisales de antimonio.—El óxido de antimonio neutraliza á los ácidos formando las sales correspondientes; para explicar la constitución de algunas de estas, que difiere de la de otras análogas, se ha admitido que existe en ellas un radical, el *antimonilo* (SbO) monodinámico, y que reemplaza al hidrógeno de los ácidos.

Las sales más importantes que forma el antimonio con los ácidos ya estudiados son los sulfatos, los nitratos y los fosfatos.

El *sulfato neutro de antimonio* (SO_4Sb_2), es sólido, cristalizado en agujas muy pequeñas de color blanco, soluble en un exceso de ácido sulfúrico; se descompone por la acción del agua que le transforma en *sulfato básico*. Se prepara tratando el antimonio por el ácido sulfúrico concentrado, se desprende gas sulfuroso y por enfriamiento se depositan cristales de trisulfato de antimonio.

El *nitrato de antimonio* resulta de la acción del ácido nítrico sobre el hidrato antimoniado; el agua le descompone pasando primero á *nitrato básico* y separándose por último todo el ácido nítrico del óxido de antimonio.

El *fosfato de antimonio* es sólido, cristaliza en prismas muy pequeños y se prepara tratando el óxido de antimonio por el ácido fosfórico. Haciendo reaccionar una disolución de fosfato sódico sobre otra de óxido de antimonio en el ácido clorhídrico se obtiene un precipitado blanco de fosfato de antimonio al que se atribuye la fórmula PhO_4Sb .

487. Caracteres de las sales de antimonio.—No precipitan por el *ácido clorhídrico*; con el *sulfhídrico* dan precipitado rojo anaranjado de sulfuro de antimonio, soluble en los sulfuros alcalinos; con la *potasa* ó la *sosa* precipitado blanco, soluble en un exceso de reactivo y en el ácido tartárico.

Sulfuros, seleniuros y telururos de antimonio.

488. Sulfido antimoniado.—(*trisulfuro de antimonio*).— S_2Sb_2 .—Se halla en la naturaleza constituyendo el mineral llamado *estibina* ó *antimonio gris*. Es sólido, cristaliza en prismas romboidales largos y delgados que se unen formando una especie de haz, otras veces se presenta amorfo; su color es gris acerado con brillo metálico y cuando está hidratado es de color anaranjado; su densidad 4,62; muy frágil, pudiéndosele reducir á polvo con facilidad; el calor le funde antes del rojo, al rojo blanco se volatiliza sin descomponerse.

Es de carácter electro-negativo y se le puede considerar como el anhídrido del *ácido sulfo-antimonioso* (SbS_3H_3) hipotético; forma con los sulfuros electro-positivos, sulfuros dobles ó sulfosales (*sulfo-antimonitos* SbS_3M_2). Por esta razón se disuelve el trisulfuro de antimonio, mejor el hidratado, en los sulfuros alcalinos, hecho que se utiliza en la análisis química. Calcinado en contacto del aire, parte de su azufre se quema produciéndose óxido de antimonio, que con el sulfuro no descompuesto forma un oxisulfuro de antimonio fusible, que al solidificarse toma el aspecto de un vidrio (*vidrio de antimonio*) algo traslucido, más ó menos rojizo según las cantidades relativas de óxido y de sulfuro que contiene y que los antiguos denominaron *azafrán de metales*; con el ácido clorhídrico desprende gas sulfhídrico (234); el ácido sulfúrico le transforma en sulfato de antimonio y anhídrido sulfuroso; con el ácido nítrico forma óxido y sulfato de antimonio; el agua régia le disuelve.

Se puede preparar fundiendo antimonio metálico ó el óxido de antimonio con azufre; generalmente lo que se hace es purificar la estibina natural fundiéndola para separar la ganga, constituyendo entonces el producto conocido con el nombre de *antimonio crudo*. Haciendo pasar una corriente de hidrógeno sulfurado por una disolución de óxido de antimonio en ácido clorhídrico ó en otro ácido cualquiera, el sulfuro de antimonio se precipita de color anaranjado.

Es un cuerpo de bastantes aplicaciones, puesto que de él se extraen el antimonio metálico y casi todos sus compuestos, entre ellos el *kermes mineral* que es un sulfuro amorfo de antimonio, de color pardo rojizo, que contiene mezclados en cantidades variables antimonito sódico y algo de sulfuro de sodio.

489. Sulfido antimónico — (*pentasulfuro de antimonio*).— S_5Sb_2 — Este cuerpo llamado también *persulfuro de antimonio*, es considerado por algunos como una mezcla de trisulfuro y de azufre, por la circunstancia de que tratado por el sulfuro de carbono, se disuelve una parte de su azufre quedando reducido á trisulfuro; también por el calor experimenta la misma transformación, sin embargo, existen los *sulfo-antimoniatos*, como el de sodio, que cuando se les trata por un ácido dejan precipitar un polvo amorfo anaranjado (*azufre dorado de antimonio*) que es considerado como un pentasulfuro de este metal; también se considera como tal al precipitado que forma el gas sulfhídrico en una disolución de pentacloruro de antimonio en el ácido tartárico; es un cuerpo que arde con llama en contacto del aire.

490. Seleniuros y telururos de antimonio.— Existen un *triseleniuro* (Se_3Sb_2) y dos telururos (Te_2Sb_2) y (Te_3Sb_2) que son verdaderas aleaciones de teluro y antimonio.

Combinaciones del bismuto con el oxígeno.

491. Óxidos é hidrato de bismuto.—Se conocen tres compuestos correspondientes á los de antimonio, á saber: un *trióxido de bismuto* (Bi_2O_3), un *tetra-óxido* (Bi_2O_4) y un *penta-óxido* (Bi_2O_5) ó *anhidrido bismútico*, y además el *hidrato de bismuto* (BiO_2H) y el *ácido meta-bismútico* (BiO_3H).

492. Trióxido de bismuto.— Bi_2O_3 .—Existe en la naturaleza formando el ocre de bismuto; es sólido, amarillo, más en caliente, su densidad 8,2, insoluble en el agua y fusible; los cuerpos reductores se apoderan de su oxígeno dejando el bismuto metálico; los oxidantes le transforman en ácido bismútico; se disuelve en los ácidos formando las sales de bismuto; con el agua forma el *hidrato de bismuto* (BiO_2H) que es un polvo blanco que se combina con las bases formando *bismutitos* y con los ácidos, las sales correspondientes.

Se prepara calcinando el bismuto en contacto del aire ó mejor hirviendo una sal de bismuto con un exceso de una lejía alcalina. El hidrato se obtiene precipitándole de sus disoluciones salinas por una base.

493. Tetra-óxido de bismuto.— Bi_2O_4 .—Este cuerpo, que también se llama *bismutato de bismuto*, se forma cuando se calcina el anhidrido bismútico, que pierde un átomo de oxígeno.

494. Anhidrido bismútico (*penta-óxido de bismuto*).— Bi_2O_5 .—Es sólido, amorfo, de color pardo, insoluble en el agua con la que forma un hidrato (BiO_3H) que es el *ácido bismútico*; el calor le descompone transformándole en tetra-óxido de bismuto. Se prepara calcinando el ácido bismútico á 130° para que pierda una molécula de agua.

495. Ácido bismútico.— BiO_3H .—Corresponde por su fórmula á los ácidos nítrico, meta-fosfórico y meta-antimónico. Se forma cuando se hace pasar una corriente de cloro por agua que tenga en suspensión hidrato de bismuto; se obtiene así una mezcla de ácido bismútico y de hidrato de bismuto, que se trata por ácido nítrico para que disuelva á este, quedando como residuo un polvo de color de sangre que es el ácido bismútico.

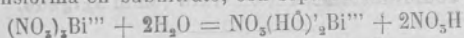
496. Oxisales de bismuto.—El óxido de bismuto tratado por los ácidos forma las sales correspondientes, de las que unas son neutras y otras básicas.

SULFATOS DE BISMUTO—Se conocen un *sulfato neutro* ($(\text{SO}_4)_3\text{Bi}_2$) que es blanco, cristalino y que por la acción del agua se descompone formando un *sulfato básico* ($(\text{SO}_4)_3\text{Bi}_2$, $2\text{Bi}_2\text{O}_3$) que se le puede considerar como un sulfato neutro del radical *bismutilo* $(\text{SO}_4(\text{BiO}))_2$. Se prepara el sulfato neutro tratando el metal por el ácido sulfúrico.

Existe además un *sulfato ácido* $(\text{SO}_4\text{H}(\text{BiO}))_2$, H_2O que se forma cuando se trata el nitrato de bismuto por el ácido sulfúrico en exceso.

NITRATOS DE BISMUTO.—Se conocen uno neutro y dos básicos. El *neutro* ($(\text{NO}_3)_3\text{Bi}$) cristaliza en prismas transparentes, incoloros, que contienen cinco moléculas de agua de cristalización; el calor le descompone transformándole primero en subnitrato y después en óxido, con

desprendimiento de vapores nitrosos, de oxígeno y de nitrógeno; el agua le transforma en subnitrato, con separación de ácido nítrico:



Se prepara el nitrato neutro tratando el metal por el ácido nítrico.

El *subnitrato* $(\text{NO}_2(\text{HO})_2\text{Bi}''')$ es un polvo blanco, insoluble, que se prepara tratando el nitrato neutro por mucha agua; se pone esta lechosa, formándose por el reposo un sedimento (*magisterio de bismuto*) que se deseca dándole la forma de conos pequeños (trociscos.)

Este cuerpo es muy usado en Medicina.

Se conocen además el fosfato, el arseniato, el arsenito, etc., de bismuto, que se preparan tratando una sal soluble de este metal por un fosfato, un arseniato, un arsenito, etc., solubles.

497. Carácterés de las sales de bismuto.—No precipitan por el *ácido clorhídrico*; con el *sulfhídrico* dan un precipitado negro de sulfuro de bismuto, insoluble en los sulfuros alcalinos; con los *carbonatos alcalinos* y con la *potasa*, la *sosa* ó el *amoníaco*, precipitado blanco, insoluble en un exceso de reactivo; con el *yoduro potásico*, precipitado pardo oscuro, soluble en un exceso de yoduro, etc.

498. Sulfuros, seleniuro y telururo de bismuto.—Se conocen dos sulfuros de bismuto, el *bisulfuro* (S_2Bi_2) y el *trisulfuro* (S_3Bi_2) . El primero cristaliza en prismas rectos, de color blanco agrisado con brillo metálico, y se obtiene fundiendo una mezcla de metal y azufre. El segundo es también sólido, cristalizado en prismas con brillo metálico, que se puede obtener fundiendo las cantidades correspondientes de azufre y bismuto ó precipitando una sal de este metal por el hidrógeno sulfurado.

El seleniuro y el telururo de bismuto son poco importantes.

SEGUNDO GRUPO.

BORO—B''' ó Bo'''.

Peso atómico.... 11.

499 HISTORIA.—Conocido desde 1809 en que Gay-Lussac y Thenard descubrieron el boro amorfo. Los trabajos de Wöhler y de Sainte-Claire Deville acerca del boro, diéron por resultado el conocimiento de los diversos estados en que puede presentarse este cuerpo.

500. Estado en la naturaleza.—Existe en el ácido bórico y en algunos boratos; unido al cloro y al azufre formando cloruro y sulfuro de boro, que se desprenden en ciertas localidades.

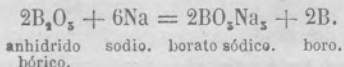
501. Propiedades —Es sólido y se presenta en dos estados que son el *cristalizado* y el *amorfo*.

BORO CRISTALIZADO.—Los cristales de boro corresponden al sistema prismático recto de base cuadrada y afectan la forma de octaedros regulares más ó menos modificados y con frecuencia de aristas curvas parecidos al diamante; son incoloros y transparentes, otras veces tienen color amarillo y hasta rojo más ó menos oscuro; poseen un brillo, una refrangibilidad y una dureza comparables á las del diamante; su densidad es 2,68; el calor no le funde, ni le volatiliza, arde en el gas cloro y en los vapores de bromo cuando se pone en presencia de estos cuerpos á una temperatura elevada, formando cloruro ó bromuro de boro; el oxígeno y los demás cuerpos simples estudiados no se combinan directamente con el boro cristalizado, que resiste su acción á todas las temperaturas; tampoco es atacado por los ácidos, ni por las bases más poderosas.

BORO AMORFO.—Es pulverulento y á veces forma terrones pequeños, de color verdoso oscuro, no tiene olor ni sabor, suave al tacto y se adhiere á los dedos y al papel; se disuelve en el agua á la que dá color amarillo oscuro, conduce mal el calor y la electricidad; sometido á una temperatura elevada su color se vuelve más oscuro, se hace áspero al tacto é insoluble en el agua; su carácter químico es el de ser reductor; se combina con el cloro, el bromo y el yodo á la temperatura ordinaria, aunque á veces necesita una temperatura elevada para arder en atmósferas de cloro ó de vapor de bromo; calentado al rojo arde en el oxígeno formando anhídrido bórico; con el azufre forma un sulfuro. La propiedad química mas notable del boro es la de combinarse con el nitrógeno (334) para formar el *nitruro de boro*, cuerpo blanco, amorfo é infusible; esta combinación se efectúa con desarrollo de calor y de luz, verificándose de una manera muy brillante cuando se calienta el boro en una atmósfera de óxido nítrico; es el único cuerpo de los que se conocen que calentado en el aire se combina con el oxígeno y el nitrógeno.

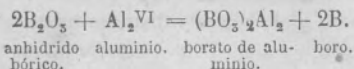
Los ácidos fluorhídrico, clorhídrico y bromhídrico le atacan con desarrollo de calor y de luz, formando los compuestos correspondientes y desprendiendo hidrógeno; á la temperatura del rojo descompone el vapor de agua, transformándose en ácido bórico y dejando libre el hidrógeno; de una manera análoga actúa sobre el gas sulfhídrico.

502. Obtención.—El boro amorfo se obtiene reduciendo el anhídrido bórico por el sodio; se forma borato sódico y el boro queda libre:



La operación se practica colocando en un crisol de hierro el anhídrido bórico recién fundido y reducido á polvo y el sodio cortado en trozos pequeños; se cubre la masa con sal comun y se calienta al rojo; se la echa despues de fria, en agua acidulada por el clorhídrico, en la que se disuelven el borato y el cloruro sódicos, quedando separado el boro que se recoge en un filtro, lavándole primero con agua acidulada y después con alcohol, que no le disuelven; se le deja secar sobre el mismo filtro á la temperatura ordinaria.

El boro cristalizado se obtiene por la acción del aluminio en exceso sobre el anhídrido bórico; se forma borato de aluminio y parte del boro queda libre:



Se coloca en un crisol de carbón, anhídrido bórico recién fundido, con aluminio en fragmentos pequeños; se calienta el crisol á una temperatura muy elevada para que una parte del aluminio reduzca al anhídrido bórico. Rompiéndole después de dejarle enfriar lentamente, se halla una masa formada por dos capas, una superior vítrea constituida por borato de aluminio y otra inferior con oquedades en la que hay el aluminio escedente, unas láminas exagonales de color amarillo rojizo y un gran número de cristales de color amarillo ó pardo unos y negros otros. Esta masa se trata primero por una lejía de potasa ó de sosa para formar un aluminato alcalino soluble y después por los ácidos clorhídrico, nítrico y fluorhídrico para disolver la alúmina, el hierro y el silicio procedentes de las impurezas de las sustancias empleadas y de la que constituye el crisol.

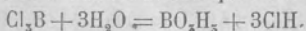
Las láminas exagonales amarillas que se consideraron en algún tiempo como una variedad de boro llamado *grafitoideo*, está demostrado por los trabajos de Wöhler y Sainte-Claire Deville que es un boruro de aluminio de la formula BAI . Tampoco son de boro puro los cristales amarillos ó pardos ni los de color negro, si no que están constituidos por combinaciones del boro con el aluminio y con el carbono.

Combinaciones del boro con el hidrógeno y con los cuerpos halógenos.

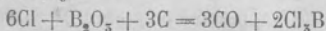
503. Boruro trihidrico.— BH_3 .—Aunque no se ha conseguido aislarle en estado de pureza, se han indicado algunas de las propiedades de este cuerpo, que según parece es un gas, y no una sustancia sólida como había creído Reinilzer (117), combustible, ardiendo con llama verde que deja depositar manchas cuando se la corta con una cápsula de porcelana. Se produce haciendo actuar el ácido clorhídrico sobre el boruro de magnesio.

La existencia de este cuerpo establece una nueva analogía entre el boro y los metaloides nitrogenoideos que forman el primer grupo de esta familia.

504. Tricloruro de boro — Cl_3B '''—Alguna vez se desprende este cuerpo en las erupciones volcánicas. Es líquido, transparente, incoloro, fumante al aire, muy movable; su densidad 1,35, hierve á $+17^\circ$ siendo la densidad de su vapor 4,065 y referida al hidrógeno 58,608. El agua le descompone transformándole en los ácidos bórico y clorhídrico al que se deben los humos que emite en el aire húmedo:



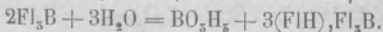
Se prepara haciendo actuar á una temperatura elevada el cloro seco sobre el boro amorfo, ó sobre una mezcla de anhídrido bórico y de carbón, calentada al rojo:



se emplea para ello el aparato figura 92; en el tubo D E se coloca el boro amorfo sobre el que se hace pasar una corriente de cloro preparado en el matraz A, lavado en el frasco B y desecado en el tubo C; el cloruro de boro se condensa en un tubo F, rodeado de una mezcla frigorífica y se le recibe en un frasco H también enfriado.

505. Tribromuro de boro.— Br_3B —Es también líquido muy fluido; su densidad 2,69, hierve á 90° y es muy parecido al cloruro. Se prepara como este.

506. Trifluoruro de boro.— Fl_3B —Es gaseoso incoloro de olor sofocante, 2,31 veces más denso que el aire y 34 que el hidrógeno; un volumen de agua disuelve 800 volúmenes de este gas; á la gran avidez que tiene para el agua se deben los humos blancos que desprende en el aire húmedo, la carbonización que experimentan el papel, el algodón y otras sustancias orgánicas en atmósferas de este gas y la acción deshidratante que ejerce sobre muchos cuerpos inorgánicos y orgánicos; no sirve para la combustión y es irrespirable; el agua puede descomponerle cuando obra en gran cantidad sobre él, formándose ácido bórico y *ácido fluobórico* ó *hidrofluobórico*:



ác. hidrofluobórico.

El hidrógeno de este ácido puede ser sustituido por los radicales metálicos originándose los *fluoruros dobles* de boro y metal conocidos con los nombres de *fluoboratos* ó *hidrofluoboratos*.

El fluoruro de boro se prepara tratando el anhídrido bórico por el ácido fluorhídrico y mejor por una mezcla de fluoruro de calcio y ácido sulfúrico:

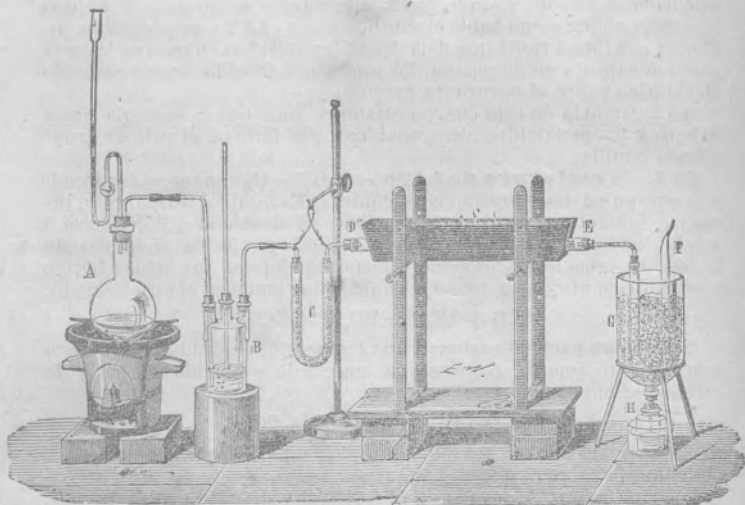
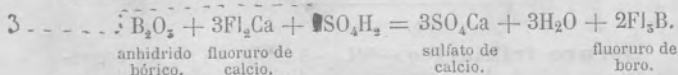


Fig. 92.—Preparación del tricloruro de boro.

La operación se practica en un matraz A (fig. 93) á cuya boca está adaptado un tubo B de desprendimiento, bien seco, para conducir el gas á la probeta C colocada en la cuba hidrargiro-neumática.

Compuestos del boro con los cuerpos anfígenos.

507. El boro forma con el oxígeno un solo compuesto, el *anhídrido bórico*, que reaccionando con el agua origina el *ácido bórico*; con el azufre forma el *trisulfuro* de boro.

508. Anhídrido bórico. — B_2O_3 —Es sólido, incristalizable, incoloro, trasparente como el vidrio, pero pronto pierde la transparencia tomando el aspecto de cristal cuajado; su densidad 1,83; al rojo oscuro se pone pastoso, á mayor temperatura se convierte en un líquido fluido y al calor de los hornos donde se cuece la porcelana se

volatiliza sin descomponerse; el aire húmedo le hace perder su transparencia, transformándole en ácido metabórico ($B_4O_7H_2$); el agua se combina con él formando ácido bórico; en esta combinación se producen 136 calorías:

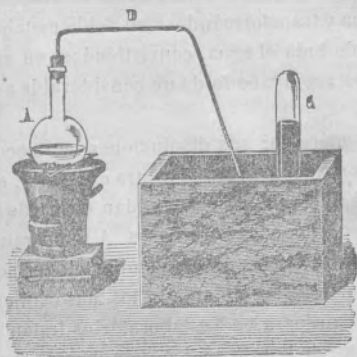
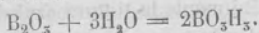


Fig. 93.—Preparación del trifluoruro de boro.



Se prepara deshidratando el ácido bórico por el calor en un crisol de platino; la masa fundida se vierte en una cápsula de plata y se guarda en frascos bien cerrados.

Se emplea en análisis química como fundente y para el reconocimiento de algunos óxidos metálicos por vía seca, fundándose en la propiedad que tiene de disolverlos dando vidrios de colores diversos y característicos. Ebelmen se sirvió de la propiedad que tiene este cuerpo de ser volátil al rojo blanco para obtener artificialmente algunos minerales como el corindón y el rubí espinela (15). Saint-Claire-Deville y Carón han obtenido muchas piedras preciosas artificialmente, haciendo reaccionar á una temperatura elevada ciertos fluoruros metálicos volátiles sobre el anhídrido bórico.

ÁCIDO BÓRICO.— BO_3H_3 .

509. HISTORIA Y SINONIMIA.—Descubierto por Homberg en 1702; recibió el nombre de *sal sedativa de Homberg* y después el de *ácido borácico*.

510 Estado en la naturaleza.—Se le encuentra en los cráteres de ciertos volcanes y en disolución en el agua de los *lagoni* de Toscana, procedente de la descomposición del sulfuro de boro (Dumas) (1); algunos lagos de la India contienen borato sódico; existen además otros boratos naturales, como el de calcio, el de magnesio, etc.

511. Propiedades.—Es sólido, cristaliza en escamas pequeñas, blancas y suaves al tacto, no tiene olor, sabor ligeramente ácido, es algo soluble en el agua, más en la caliente, se disuelve en el al-

(1) Según Wöhler, H. Deville y Warington el ácido bórico de los *lagoni* procede del nitrato de boro existente en capas subterráneas, que se descompone por la acción del agua en ácido bórico y amoníaco.

cohol al que comunica la propiedad de arder con llama verde, carácter que se utiliza para reconocer el ácido bórico; á 160° se descompone perdiendo parte de su agua y transformándose en ácido metabórico; á mayor temperatura pierde toda el agua, convirtiéndose en anhídrido bórico, fenómeno que va acompañado de un considerable aumento de volúmen.

Es un ácido tribásico poco enérgico; sus disoluciones enrojecen débilmente la tintura azul de tornasol á la temperatura ordinaria, en caliente la enrojecen como los ácidos enérgicos; cambian en pardo el color amarillo de la cúrcuma, cual lo hacen las bases. A temperaturas elevadas desaloja á los ácidos enérgicos de sus combinaciones por su mayor fijeza, pero á la ordinaria le desalojan aún los más débiles.

512. Preparación —Se prepara en los laboratorios tratando una disolución hecha en caliente, de borato sódico, por el ácido clorhídrico; se forma cloruro sódico que queda disuelto y el ácido bórico, poco soluble en el agua, se va depositando en forma de escamas nacaradas que se purifican por una nueva cristalización.

La mayor parte del ácido bórico que hoy se utiliza procede de Toscana, en donde existen localidades en cuyo suelo aparecen gran número de grietas ó aberturas por las que están saliendo constantemente columnas de gases y vapores, que reciben el nombre de *suffioni*, cuya temperatura es de unos 100°.

El principio en que se funda la explotación del ácido bórico es bien sencillo; condensación de los productos volátiles de los *suffioni* y evaporación de las disoluciones hasta que se consiga que el ácido bórico cristalice. Para realizarle en la práctica ha habido que vencer bastantes dificultades (1); hoy se efectúa de la siguiente manera. Se hacen unos estanques ó depósitos circulares de mampostería cuidando que á su fondo aboquen *suffioni* de los mas importantes; estos depósitos se construyen á diversas alturas y se les pone en comunicación unos con otros por medio de canales de desagüe; el más alto se le alimenta con agua de algun manantial inmediato; los demás se van llenando sucesivamente con el agua procedente del primero, que cada vez va conteniendo más ácido bórico; los gases y vapores de los *suffioni* borbotean á través del agua de los depósitos que se va cargando de ácido bórico; cuando esta agua tiene una concentración suficiente (1°, 5B°) se la hace pasar á unos depósitos para que por el reposo se sedimenten las sustancias terreas que tiene en suspensión; despues se la concentra, valiéndose del calor de algunos *suffioni* que no pueden utilizarse para extraer el ácido bórico, hasta que marca en caliente unos 11° B.é y se la vierte en cristalizadores; se escurren los

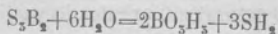
(1) Hoefer y Mascagny fueron los primeros que descubrieron en 1776 la importancia de los *suffioni* para explotar el ácido bórico, pero esta explotación no se estableció regularmente hasta 1825, gracias á la iniciativa del conde Larderel.

cristales y por último se desecan en estufas calentadas por medio de otros suffioni. El ácido bórico así obtenido contiene de un 18 á 24 por 100 de impurezas, pero así se le utiliza para fabricar el borax.

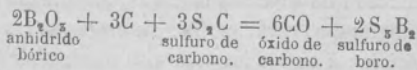
513. APLICACIONES.—Se emplea para preparar el borato sódico (borax). En farmacia se utiliza el ácido bórico puro para preparar el cremor tartaro soluble. Las disoluciones poco concentradas de este ácido, adicionadas de un poco de ácido sulfúrico, se emplean para impregnar las torcidas de las bujías esteáricas, por que combinándose con la ceniza que producen aquellas al quemarse se forma un vidrio fusible que cae en gotas ó perlas y desaparecen.

514. Boratos.— $\text{BO}_3\text{M}'_3$.—Se derivan de la sustitución del hidrógeno del ácido bórico por los metales y pueden ser tri, bi y monometálicos y también mixtos. Son insolubles en el agua excepto los alcalinos, y aun estos son poco solubles, y cristalizan en el sistema cúbico: son fusibles, tomando después un aspecto vítreo; cuando están fundidos pueden disolver á ciertos óxidos metálicos; los alcalinos dan reacción básica con los papeles reactivos. Se preparan haciendo reaccionar directamente el ácido sobre los hidratos ó los carbonatos y los insolubles por doble descomposición. Se caracterizan porque tratados por ácido sulfúrico y alcohol dan á la llama de este el color verde característico del ácido bórico. Algunos se emplean como fundentes.

515. Sulfuro de boro.— S_2B_2 .—Este cuerpo se desprende en las erupciones volcánicas y de ciertos terrenos inmediatos á los volcanes en actividad. Es sólido, cristaliza en agujas parecidas á las hebras de seda blanca; tiene olor fétido irritante que recuerda el de los cloruros de azufre; el calor le volatiliza y se sublima fácilmente; el agua le descompone en ácido bórico é hidrógeno sulfurado:



Se prepara haciendo actuar el vapor de azufre sobre boro amorfo á una temperatura elevada ó haciendo pasar vapor de sulfuro de carbono sobre una mezcla de anhídrido bórico y de carbón, contenida en un tubo de porcelana al rojo:



516. Nitruro de boro.—NB.—La única combinación de los metaloides triatómicos del segundo grupo con los del primero, que hay que mencionar, es el compuesto de nitrógeno y boro, nitruro de boro. Ya se ha dicho en que circunstancias se forma este cuerpo que no tiene más importancia que la de originarse por la unión directa de sus elementos, siendo una de las pocas combinaciones en que el nitrógeno hace un papel activo.

CUARTA FAMILIA.

Metaloides tetradínamos.

517. Cuerpos comprendidos en esta familia.—Los cuerpos comprendidos en esta familia son el *carbono*, *silicio* y *estaño*, á los que podrían agregarse el titanio, el zirconio y algun otro metal, pero estos no se estudian en obras elementales porque son muy poco importantes. Todos ellos tienen un poder de combinación igual á cuatro, es decir, que un átomo de estos cuerpos se puede combinar con cuatro átomos de hidrógeno ó de otro cuerpo monodínamo. Se incluyen entre ellos el estaño y otros metales, por las mismas razones que se estudian el antimonio y el bismuto entre los metaloides tridínamos.

Los compuestos que forman los elementos tetradínamos con los de las familias anteriores constituyen series, de las que las correspondientes al carbono son muy numerosas é importantes y la mayor parte de ellas se estudian en la Química orgánica.

CÁRBONO.—Civ.

Peso atómico. . . . 12.

518. HISTORIA.—El carbón es conocido desde la más remota antigüedad; la historia enseña que los pueblos antiguos utilizaron ya algunas de sus propiedades. Los autores de la nomenclatura dieron el nombre de *carbono* al radical de todos los carbonos.

519. Estado en la naturaleza.—Es uno de los cuerpos mas repartidos en la naturaleza, existiendo ya libre y puro, ya mezclado con otras sustancias, ya formando numerosas combinaciones inorgánicas y orgánicas; no se conoce ninguna sustancia orgánica que no contenga carbono.

520. Variedades de carbono.—Siendo bastante numerosas se las ha clasificado de diversas maneras, atendiendo á su forma, á su origen y á algún otro carácter. Por su origen se las divide en *naturales* y *artificiales*; á su vez los naturales pueden ser *cristalizados* y *amorfos*, comprendiéndose en el primer grupo el *diamante* y el *grafito* y en el segundo la *antracita*, la *hulla*, el *lignito* y la *turba*. Los principales carbonos artificiales, que todos son amorfos, son el *cok*, el *carbón de retortas*, el *negro de humo*, el *carbón de azúcar*, el de *maderas*, el *negro animal* ó *carbón de huesos*, y otras variedades mucho menos importantes.

Carbono cristalizado.

521. Diamante.—Es el carbono puro; su nombre está tomado del griego y quiere decir, invencible. Se halla en la naturaleza en los terrenos antiguos de acarreo, mezclado con otros minerales; la isla de Borneo, Siberia, el Brasil, los montes Ourals y el cabo de Buena Esperanza, son las localidades en que más abundan los diamantes. Suponen algunos que su origen es ígneo, pero otros, fundándose en la acción del calor sobre este cuerpo, opinan de distinto modo. Cristaliza en octaedros ó en poliedros de 12, de 24 ó de 36 caras; sus aristas son curvas; es incoloro; algunos son azules, verdes, rosas, amarillos, pardos ó negros (1), debidos á sustancias extrañas; su densidad varía entre 3,48 y 3,55: es el cuerpo más duro que se conoce, pero es muy frágil, pudiéndosele pulverizar; su estructura es compacta; no se conoce ningún disolvente de este cuerpo. Es mal conductor del calor; sometido á las mayores temperaturas de que se puede disponer, se reblandece, pierde su transparencia y se transforma en carbono amorfo, pero no se ha conseguido fundirle ni volatilizarle; refracta la luz y la dispersa de una manera notable; es mal conductor de la electricidad y se electriza positivamente por frotamiento.

Sometido á la acción de los agentes químicos más enérgicos, por regla general no se altera; una atmósfera de hidrógeno puro y seco, hace perder el color á los diamantes que se enrojecen en ella; arde en el oxígeno y en el aire cuando se calienta al rojo en presencia de dichos cuerpos; en esta combustión se produce anhídrido carbónico. Hasta ahora no se ha conseguido obtenerle artificialmente, por más que se han hecho y se están haciendo constantemente experimentos para realizarlo.

Tiene aplicaciones por ser la piedra preciosa mas estimada; su mayor estimación depende de su tamaño y de su talla, que se practica con su mismo polvo (2). Se citan diamantes célebres por su magnitud y su forma, y de un precio muy elevado. También se emplea por su dureza para cortar el vidrio y para otros usos.

(1) Los diamantes negros han adquirido desde hace algun tiempo tanto ó más valor que los incoloros, por ser más raros y por su mayor dureza. La industria hace de ellos importantes aplicaciones por que engastados en los estreños de ciertas herramientas de acero permiten hacer con estas, trabajos que no se podrían efectuar sin ellos, tales como la perforación de rocas de granito, el desgaste de los grandes trozos de pórfiro destinados á formar columnas etc.

(2) La talla del diamante se efectúa por el procedimiento ideado en 1476 por Luis de Berquen; para ello se comienza por separar las partes exteriores del diamante en bruto, utilizando la propiedad que tiene de dejarse esfoliar en capas paralelas á las caras del octaedro; despues se le vá desgastando sobre una plataforma de acero, animada de un movimiento de rotación muy rápido, cuya superficie está cubierta de polvo de diamante, impregnado de aceite, procedente de pulverizar los diamantes negros que no sirven para ser tallados ó de los residuos de la esfoliación de los que se van á tallar.

Por la forma que se les dá al tallarles, forma que depende de las condiciones del dia-

532. Grafito. —(*plombagina, lapiz plomo*).— Se encuentra en los terrenos primitivos; acompaña algunas veces á los granitos, á las pizarras, á las arcillas ferruginosas, etc. existe entre otras localidades en Irkoutzk (Siberia) en Cumberland y en la isla de Ceylan. Se presenta cristalizado en láminas exagonales y amorfo, de color gris metálico, compacto, granujiento ó escamoso, es muy suave al tacto, se deja rayar por la uña y mancha los dedos y el papel; su densidad 2,08 á 2,20; es buen conductor del calor y de la electricidad y resiste temperaturas muy elevadas sin ablandarse; á la del rojo arde en presencia del oxígeno ó del aire, pero con mucha lentitud; una mezcla de clorato potásico y de ácido nítrico le ataca transformándole en *ácido grafitico* ($C_{11}H_4O_3$).

El grafito puede obtenerse artificialmente disolviendo el carbón de madera en el hierro fundido, á una temperatura muy elevada, y tratando después este por el ácido clorhídrico, se disuelve el hierro y deja el grafito libre; pero generalmente lo que se hace es purificar el grafito natural, reduciéndole á polvo, mezclándole con un 8 ó 9 por 100 de clorato potásico y con ácido sulfúrico, se calienta hasta que no se desprende más cloro, se lava después con agua, se somete á la acción del calor, aumentando mucho de volumen, y se leviga para separar las sustancias extrañas.

Se emplea para la fabricación de lapiceros, para barnizar los moldes usados en la galvanoplastia, para fabricar crisoles refractarios, para suavizar los rozamientos de los ejes, etc.

Carbóno amorfo.

523. Antracita.—Es un carbón menos puro que los anteriores puesto que contiene de 8 á 10 por 100 de sustancias extrañas; se le encuentra en los terrenos de transición; es negro, brillante, muy compacto, arde con mucha dificultad á una temperatura muy elevada y en una corriente continua de aire, desprendiendo mucho calor.

mante, reciben el nombre de *brillantes*, diamantes *rosas* y diamantes *tablas*, segun que sean bastante gruesos y susceptibles de poder quedar al descubierto toda su superficie ó que sean de poco espesor y no haya de quedar al exterior más que una parte de él, única en la que se tallan facetas

El precio de los diamantes es muy elevado; depende de su peso que se mide por *quilates* (el quilate equivale á 205 miligramos); el quilate de los que sirven para ser tallados vale generalmente de 48 á 50 pesetas y solamente 36 el de los que no sirven para la talla este precio aumenta en razon directa del cuadrado del número de quilates y teniendo en cuenta que los diamantes pierden por la talla una mitad proximamente de su peso, viene á resultar que cada quilate de un diamante tallado cuesta de 192 á 200 pesetas.

Partiendo de estos datos se comprenderá el valor que tienen los diamantes que se citan como más notables por su tamaño, cuales son el del Rajah de Matam (Borneo) que pesa 367 quilates; el del emperador del Mogol, 279 quilates; el del emperador de Rusia, 193; el llamado Regente, de Francia, 136; el llamado estrella del Sud, 125; el Kohi-Noor, perteneciente á Inglaterra, 125, etc.

524. Carbón de piedra (hulla).—Es un carbón que contiene de 12 á 25 por 100 de sustancias bituminosas y terreas y bastante sulfuro de hierro; se le encuentra formando grandes capas, vetas ó filones en los terrenos llamados carboníferos y procede de la descomposición lenta de los vegetales enterrados en épocas geológicas muy antiguas; es negro, con brillo, algunas veces sin él; bastante denso y duro; frágil, deshaciéndose en fragmentos por el choque, sobre todo el que tiene estructura hojosa y más difícilmente el compacto; el calor ablanda algunas variedades de este carbón que son muy bituminosas (*hullas grasas*) y arden en contacto del aire con mucha llama, desprendiendo bastante calor (1 kilogramo, 26 calorías) mientras que otras arden con poca llama (*hullas secas*) y desprenden menos calor, (cada kilogramo 7,3 calorías).

Calentada la hulla en vasos cerrados desprende gases combustibles y otros productos pirogenados, dejando un residuo sólido que se llama cok.

Es el carbón más útil por sus numerosas é importantes aplicaciones; muchas industrias no podrían existir sin el carbón de piedra; sirve como combustible y para la fabricación del gás del alumbrado y del cok. Por esto son de gran interés los ensayos de las hullas que se hacen bajo el punto de vista de su potencia calorífica y por la cantidad y naturaleza de la ceniza que dejan al quemarse. Los productos que se condensan cuando se someten las hullas á la acción del calor para fabricar el gás del alumbrado, son de gran importancia para sus aplicaciones.

525. Lignito.—Esta variedad de carbón es aún menos pura que la anterior; se la encuentra en los terrenos terciarios, siendo su origen el mismo que el de las hullas, pero de épocas más modernas, observándose en él perfectamente las diferentes partes del vegetal carbonizado. Es negro, algunos tienen color agrisado, muy duro y compacto, arde con mucha dificultad necesitando bastante corriente de aire.

Algunas variedades de lignito se emplean como combustibles en las localidades donde abunda; otras de estructura muy compacta, se emplean para trabajarlas al torno y construir los objetos de *azabache* natural, tan estimados por su color negro, su pulimento y su duración.

526. Turba.—Se dá este nombre al carbón formado por la descomposición de ciertos vegetales leñosos poco desarrollados y también de ciertas plantas herbáceas; hay turbas de formación antigua y otras bastante modernas.

Se emplea como combustible después de haberla hecho secar y deja una gran cantidad de ceniza terrosa.

Carbones artificiales.

527. Cok. Es el carbón que resulta de la acción del calor sobre las hullas; cuando procede de hullas secas tiene el mismo aspecto de aquellas; el procedente de hullas grasas se presenta en masas voluminosas, unas veces cavernosas y otras compactas, según que la destilación de las hullas haya sido más ó menos rápida; su color es gris

con brillo metálico acerado y textura granujienta, tiene la densidad de 1,5; conduce bien el calor y la electricidad y arde difícilmente á no ser en una corriente continua de aire, dejando una ceniza más ó menos ocracea. Se prepara sometiendo el carbón de piedra á la acción del calor en aparatos convenientes, para que pierda las sustancias volátiles y deje como residuo el cok, que viene á ser un 60 por 100 del peso de la hulla.

Se emplea como combustible reemplazando con ventaja al carbón de piedra en muchas de sus aplicaciones.

528. Carbón de retortas.—Se dá este nombre al que se deposita en las paredes de las retortas en que se fabrica el gás del alumbrado, procedente de la descomposición que experimentan los carburos de hidrógeno que se desprenden en la destilación de la hulla, al ponerse en contacto con dichas paredes que están á una temperatura muy elevada; dejan libre su carbóno que forma á veces unas incrustaciones de algunos centímetros de espesor. Es negro, brillante, muy duro y compacto, siendo difícil trabajarle con la lima; conduce bien el calor y la electricidad y arde con dificultad en presencia del oxígeno, produciendo su combustión una temperatura muy elevada y no deja apenas cenizas.

Sirve para construir los prismas que se emplean en algunas pilas eléctricas y los cilindros ó prismas entre los cuales se produce la luz eléctrica en algunos aparatos; se construyen con él crisoles, tubos y otros objetos usados en los laboratorios.

529. Negro de humo.—Las llamas de ciertas sustancias orgánicas, como las resinas, las breas, las grasas, etc., dejan desprender bastante cantidad de humo negro, procedente del carbón de dichas sustancias, que atraviesa las llamas sin quemarse; este carbón, recogido convenientemente, constituye la variedad llamada *negro de humo*, que se presenta en un polvo muy ténue, de color negro, mate unas veces y lustroso y brillante otras; es bastante puro; sin embargo contiene sustancias breosas y deja alguna ceniza.

Se le prepara quemando resinas y dirigiendo los humos á una cámara cuyas paredes están cubiertas de pieles ó de tela, sobre las que se deposita el negro de humo; para recogerle se hace descender un cono cuyo borde inferior raspa las paredes de la cámara; otras veces se queman en lámparas sustancias que arden con llama más ó menos fuliginosa, cuyo humo se recoge en unos depósitos cilindricos, constituyendo el *negro de lámpara*. Se le purifica calcinándole en crisoles cerrados.

Se emplea para fabricar las tintas de imprenta y de litografía, para la pintura; para preparar tintas indelebles, bien mezclándole con las tintas ordinarias, bien con silicato sódico ó con una disolución poco concentrada de sosa. Las llamadas tintas de China se preparan con negro de humo muy puro y muy fino,

530. Carbón animal (*negro animal, carbón de huesos, negro de marfil*).—Es la variedad de carbón que resulta de calentar al rojo en vasijas cerradas, sustancias de origen animal, como la sangre, la piel y sobre todo los huesos, que contienen un 30 por 100 de materia orgánica muy rica en carbono. El carbón que resulta de quemar los huesos es negro, con lustre, muy poroso y con un gran poder absorbente;

conserva la forma de aquellos, porque está mezclado con las sales minerales que contienen (fosfato tricalcico, carbonato de calcio, etc.) constituyendo el carbón animal impuro, aplicable para ciertos usos; se le purifica lavándole con ácido clorhídrico diluido en agua y después con agua destilada.

Se emplea para descolorar una porción de sustancias, como el vinagre de vino tinto y las disoluciones de azúcar en el refino de esta sustancia.

531. Carbón de azúcar.—Es negro, brillante, esponjoso y bastante duro; se le obtiene quemando azúcar piedra en un crisol bien tapado; es muy puro.

Se emplea en los laboratorios para reducir óxidos metálicos, como los de manganeso, cromo, etc.

532. Carbón de maderas ó vegetal.—Cuando los vegetales se someten á la acción del calor en condiciones apropiadas para evitar el contacto del aire, pierden la grán cantidad de agua que contienen y además otros productos que existen en ellos ó que se forman por la acción del calor, dejando una grán cantidad de carbón que conserva la forma y la estructura de las partes vegetales de que procede; este carbón es el que se llama *vegetal* ó *carbón de madera*; tiene color negro, á veces pardo, sin brillo generalmente, aunque hay vegetales que dan un carbón brillante, poroso ó compacto según su procedencia, más denso que el agua (1,57) y sin embargo flota en ella cuando sus poros están llenos de aire; conduce mal el calor y la electricidad, á no ser la variedad que tiene algo de sonido metálico y que ha recibido este calificativo, ó el que ha estado durante algún tiempo sometido á un calor rojo intenso; posee en alto grado la propiedad de absorber los gases y otras sustancias líquidas y sólidas; arde con facilidad en contacto del oxígeno y del aire dejando una ceniza más ó menos blanca constituida en su mayor parte por sustancias alcalinas y alcalino-térreas.

Se prepara por dos procedimientos diferentes; uno que consiste en formar con la leña que se vá á carbonizar unas pilas (fig. 94)

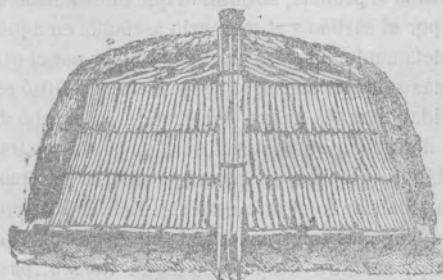


Fig. 94.—Carbonización de la madera.

en forma de cono muy truncado; en su parte media se deja una abertura que hace de chimenea y que comunica con otras en forma de rádios en la base de la pila, á fin de establecer una corriente de aire; se cubre todo con tierra ó césped y se comienza la combustión echando el combustible por la abertura

central. Este procedimiento tiene la ventaja de ser muy económico, pero no se obtiene por él mas que á un 15 á un 18 por 100 de carbón perdiéndose todos los productos pirogenados que se desprenden en la destilación seca de la madera.

El otro procedimiento consiste en someter la leña á la acción del calor en aparatos cerrados dispuestos convenientemente para recoger los productos pirogenados que se desprenden de aquella, entre los que se encuentran líquidos ácidos, breas y gases inflamables; en este procedimiento se obtiene un 27 por 100 de carbón.

Tan conocidas son las aplicaciones que se hacen del carbón de madera que sería muy largo detenerse á exponerlas.

Algunas otras variedades de carbón se conocen pero menos importantes que las anteriores.

533. Propiedades físicas.—Conocidas las diferentes variedades de carbones, deben darse á conocer las propiedades que caracterizan á la especie química carbono. Es sólido, incoloro cuando está cristalizado y puro, y de color negro con brillo ó sin él, cuando no está cristalizado: no tiene olor, ni sabor; más denso que el agua é insoluble en esta; se disuelve en el hierro fundido; el calor no le funde ni le volatiliza y tampoco le alteran la luz ni la electricidad. Su propiedad física más notable es el poder absorbente que tiene para muchas sustancias gaseosas, líquidas y sólidas, poder que se manifiesta siempre que se tiene el carbón poroso y que Chevreul atribuyó á una especie de afinidad de este cuerpo para aquellas sustancias, afinidad que llamó *capilar* y que comparó á la que tienen las materias tintóreas con las fibras textiles.

Esta propiedad puede demostrarse por numerosos experimentos; si dentro de una probeta llena de gas amoniaco ó de gas ácido clorhídrico se introduce un carbón que se haya apagado en el mercurio de la cuba donde está colocada la probeta, se observa que inmediatamente es absorbido el gas por el carbón y el mercurio asciende en aquella hasta llenarla completamente; los gases son absorbidos por el carbón tanto más cuanto más solubles son en el agua. Melsens utilizó esta propiedad para liquidar algunos gases, encerrando en el tubo de Faraday (fig. 95) trozos de carbón que había absorbido el gas que trataba de liquidar, calentando, después de cerrado aquel, el extremo donde estaba el carbón y enfriando el otro extremo. También retiene las materias colorantes y algunas sales metálicas; si se mezcla vino tinto con carbón animal, y se filtra después de algún tiempo, pasa completamente incoloro; tratando una disolución de acetato de plomo por carbón de huesos, calentando y filtrando después, en el líquido que pasa ya no se demuestra el plomo por sus reactivos.

Estos hechos y otros que pueden citarse, explican la propiedad

desinfectante y descolorante del carbón y deben tenerse muy en cuenta en alguna de las aplicaciones que se hacen de este cuerpo.

534. Propiedades químicas.—El carbono es un cuerpo reductor á temperaturas elevadas porque se apodera del oxígeno para formar óxido de carbono ó anhídrido carbónico; es combustible, permaneciendo incandescente mientras se está combinando con el oxígeno, en cuyo gás puro arde con mucha intensidad (**184**); algunas sustancias muy oxigenadas, como los cloratos, detonan mezcladas con carbón, por la acción de un choque; se combina con el azufre á temperaturas altas, formando sulfuro de carbono; des-



Fig. 95.—Tubo de Faraday.

compone el agua á temperaturas elevadas produciendo hidrógeno, óxido de carbono y algo de anhídrido carbónico. Basta introducir rápidamente debajo de una probeta colocada en la cuba hidroneumática, carbones encendidos, para que al apagarse en el agua produzcan aquellos gases, que se recogen en la probeta.

535. APLICACIONES.—Ya se han dado á conocer muchas de ellas al exponer las diversas variedades de carbones; por su propiedad desinfectante sirve para evitar la putrefacción de algunas sustancias orgánicas y para quitarlas el mal olor cuando han comenzado á descomponerse.

SILICIO.—Si^{IV}.

Peso atómico..... 28.

536. HISTORIA.—Descubierto por Berzelius á principios de este siglo. Los trabajos de Wöhler y Sainte-Claire Deville han dado á conocer los diversos estados alotrópicos de este cuerpo.

537. Estado en la naturaleza.—No se le ha hallado libre; algunos de sus compuestos, como el anhídrido y el ácido silícicos y los silicatos, son muy abundantes en el reino mineral y también se les encuentra en los seres vegetales y animales.

538. Propiedades.—Es sólido y se presenta en estado *cristalizado y amorfo*.

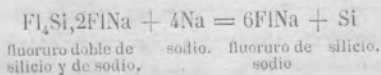
SILICIO CRISTALIZADO.—Se conocen dos variedades de silicio cristalizado; una en octaedros regulares, de aristas convexas como el diamante, y que por esto se le ha llamado silicio *diamantino*, y otra en

láminas exagonales parecidas al grafito y recibe el nombre de *silicio grafitoide*, cuyas propiedades son muy parecidas á las del diamantino.

El diamantino tiene brillo metálico, parecido al del acero, es opaco y muy duro, raya el vidrio y es rayado por el diamante; su densidad 2,49; no se disuelve en el agua pero si en los metales fundidos de los que se separa por enfriamiento, ya en estado diamantino, ya grafitoide; en ambos estados conduce bien el calor y la electricidad; se funde á la temperatura del rojo intenso. Calentado en una atmósfera de cloro ó de vapor de bromo, arde formándose cloruro ó bromuro de silicio; el oxígeno le ataca difícilmente cuando se le calienta en él por que se cubre á poco de actuar aquel, de una capa de ácido silícico que preserva al restante de la oxidación; es atacado por una mezcla de los ácidos fluorhídrico y nítrico, formándose fluoruro de silicio, y al rojo sombra por el ácido clorhídrico, formando el compuesto SiHCl_3 , llamado *cloroformo silícico*, porque su fórmula es la del cloroformo (CHCl_3) en la que el carbono está reemplazado por el silicio. Cuando se le hace actuar á 107° , sobre una lejía de potasa ó de sosa, se forma el silicato correspondiente desprendiéndose hidrógeno.

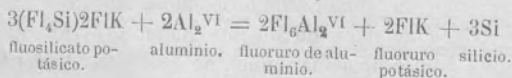
SILICIO AMORFO.—Se presenta en polvo de color pardo, suave al tacto, mancha los dedos, mas denso que el agua é insoluble en ella, conduce mal el calor y la electricidad; sometido á la temperatura del rojo se vuelve más oscuro, más duro y áspero al tacto; se creyó por mucho tiempo que no era fusible, debido á que estaba unido con algo de silice infusible; mezclado con sal común y calentado á una temperatura suficiente para que se volatilice aquella, se transforma en silicio grafitoide el cual á una temperatura mayor pasa á silicio diamantino. Es reductor como el carbono; se combina directamente con el cloro y el bromo á la temperatura ordinaria y es bastante combustible, ardiendo con intensidad en el oxígeno puro ó en el aire á poco que se eleve su temperatura, formándose anhídrido silícico y produciéndose 28,82 calorías. El ácido fluorhídrico le ataca fácilmente á no ser que haya estado sometido por algún tiempo á la temperatura del rojo.

539. Obtención.—Tratando el fluoruro doble de silicio y de sodio (*fluosilicato sódico*) por el sodio, en un crisol de barro y calentando suficientemente, se forma fluoruro sódico y el silicio amorfo queda libre:



Si á los cuerpos anteriores se añade zinc en granalla, este metal al fundirse disuelve al silicio que cristaliza al enfriarse; sacada la masa del crisol se disuelve el zinc en ácido clorhídrico y quedan los cristales de *silicio diamantino*.

Para tenerle en estado grafitoide se funde á 400° una mezcla de fluosilicato potásico y de aluminio; se forma fluoruro de aluminio y de potasio y el silicio queda unido al aluminio escedente, que tratado por ácido clorhídrico se disuelve, dejando libre el silicio grafitoide:



ESTAÑO.—Sn^{IV}.

Peso atómico..... 118.

540. HISTORIA.—Conocido desde la más remota antigüedad; fué dedicado á Júpiter con cuyo nombre le designaron los alquimistas.

541. Estado en la naturaleza.—Se le encuentra combinado con el oxígeno formando el anhídrido estánnico (*casiterita*); también unido al azufre constituyendo un sulfuro que algunas veces contiene arsénico formando un sulfo-arseniuro.

542. Propiedades físicas.—Es sólido, cristaliza en prismas de base cuadrada, color blanco argéntino con brillo metálico, frotado despidе un olor fétido y colocado sobre la lengua se percibe un sabor acre; su densidad varía de 7,178 á 7,373; es dúctil y maleable pero poco tenaz; se puede estender en láminas delgadas (*papel de estaño*); su estructura es compacta y cuando se dobla una barra de este metal en diferentes sentidos se percibe un ruido particular (*grito del estaño*) debido al roce y á la rotura de los cristales que hay en su interior; es buen conductor del calor y de la electricidad y no dá paso á la luz; á 228° se funde y no es volátil.

543. Propiedades químicas.—Por sus caracteres físicos y por algunos químicos, este cuerpo debe figurar entre los metales, pero tiene otros que le asemejan á los metaloides tetradínamos, deducidos de la estructura de muchos de sus compuestos. Funciona en estos de dos maneras; en unos entra un solo átomo de estaño tetradínamo (Sn^{IV}) y en otros entran dos átomos de este cuerpo que saturan recíprocamente dos de sus dinamicidades (=Sn=Sn=) resul-

tando un grupo que funciona también como tetradinamo, (Sn_2^{IV}); á los primeros compuestos se les denomina *estánnicos* y á los segundos *estannosos*. Otros admiten que en los compuestos estannosos no entra mas que un átomo de estaño, que funciona con una dinamicidad igual á 2, es decir, que no están saturados.

El estaño es un cuerpo combustible que puede arder en atmósferas de cuerpos comburentes, cuando su temperatura se eleva lo suficiente; no es venenoso.

No se combina con el hidrógeno directa ni indirectamente; con los cuerpos halógenos forma las sales correspondientes que serán *estannosas* ó *estánnicas* segun que haya ó no exceso de estaño; calentado puede arder en el gas cloro; arde también en el oxígeno á una temperatura elevada con llama muy brillante produciéndose anhídrido estánnico; á la temperatura ordinaria se oxida lentamente y solo en la superficie perdiendo su brillo metálico; calentado con el azufre, selenio y telurio y con el fósforo y arsénico, produce los compuestos correspondientes; con el antimonio y el bismuto forma aleaciones.

Los hidrácidos le atacan desprendiendo hidrógeno y formándose la sal estannosa respectiva; el hidrógeno sulfurado le transforma en sulfuro, dejando hidrógeno libre (235); descompone el agua á temperaturas muy elevadas, y si aquella tiene en disolución algun álcali, como la potasa ó la sosa, se disuelve en ella con desprendimiento de hidrógeno; los oxácidos le atacan formando sales estannosas ó estánnicas; el ácido nítrico concentrado le convierte en ácido metaestánnico, desprendiéndose muchos vapores nitrosos; si está diluido puede formar nitrato de estaño y á veces nitrato amónico y algo de hidroxilamina; el agua régia disuelve al estaño transformándole en cloruro estánnico.

544. Extracción del estaño.—La metalurgia del estaño está fundada en la reducción por el carbón del óxido natural ó del procedente de tostar el sulfuro ó el sulfo-arseniuro. Se practica en un horno de los llamados de manga JJ (fig. 96) que termina en su parte inferior F en un crisol donde se reúne el metal; se inyecta aire dentro del horno por medio de una tobera D; el carbón se transforma en óxido de carbono que á su vez pasa á anhídrido carbónico á espensas del oxígeno del óxido de estaño, quedando el metal libre.

El estaño así obtenido no es puro; puede contener hierro, cobre, plomo, arsénico, antimonio, etc. Se le refina calentándole poco á poco

en un horno de reverbero en plano inclinado; el estaño puro se funde primero y vá saliendo fuera del horno, quedando en él parte del estaño con los metales que le impurifican formando aleaciones menos fusibles. Para tenerle químicamente puro en los laboratorios, se reduce en un crisol brascado el anhídrido estánnico puro por el carbón.

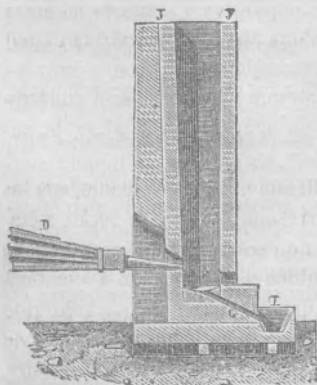


Fig. 96—Horno de manga para la extracción del estaño.

545. APLICACIONES.—En Química se le emplea como agente reductor, sobre todo unido al ácido clorhídrico. En la industria y en las artes tiene numerosas aplicaciones, ya para formar aleaciones muy importantes como los bronce

ces, ya aislado para la construcción de muchos aparatos y utensilios, para el estañado de algunos metales y en estado de hojas ó papel de estaño para cubrir algunas sustancias alimenticias.

Combinaciones del carbono con los metaloides monodinamos.

546. El carbono forma con el hidrógeno numerosos compuestos llamados *carburos de hidrógeno ó hidrógenos carbonados*. Se acostumbra á estudiar en la Química inorgánica dos de ellos, el *tetrahidrico* (CH_4) y el *dihidrico* (C_2H_4) pero no existen razones de algún valor para separar el estudio de estos dos hidrógenos carbonados de el de los demás y por lo tanto ó se hace en esta parte el de todos ellos ó se deja el de estos dos para la Química orgánica; entre estos dos caminos optamos por el segundo, pues siguiendo el primero hay que hacer en este sitio el estudio de grán número de compuestos orgánicos, interrumpiendo el de las especies inorgánicas.

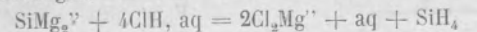
Con los cuerpos halógenos forma también el carbono algunos compuestos poco importantes; se conocen un *protocloruro de carbono* (Cl_4C_2), un *sexquicloruro* (Cl_6C_2) y un *tetracloruro* (Cl_4C); se debe el conocimiento de los dos primeros á Faraday (1821) y el del último á Regnault (1839); son cuerpos sin importancia, de los que habrá ocasión de volver á hablar en la Química orgánica.

Combinaciones del silicio con los metaloides monodínamos.

547. No se conoce más que un hidrógeno siliciado, el *siliciuro tetrahídrico* (SiH_4), correspondiente al carburo tetrahídrico (CH_4), cuyos derivados guardan también analogía con los de este. Con los cuerpos halógenos forma el silicio varios compuestos, algunos interesantes.

548. Siliciuro tetrahídrico—(*hidrógeno siliciado*):— SiH_4 .—Descubierto por Wöhler y Buff en 1857. Es gaseoso, se liquida comprimiéndole á 50 atmósferas y disminuyendo de pronto la presión; incoloro, trasparente y de olor fétido; no se disuelve en el agua; el calor y la electricidad le descomponen en silicio é hidrógeno. Es reductor y combustible; el cloro se apodera de su hidrógeno produciendo una detonación; se inflama espontáneamente en contacto del oxígeno del aire ardiendo con una luz muy intensa y dando humos negros en forma de anillos, que son una mezcla de anhídrido silíceo y de silicio que no se ha quemado; cuando atraviesa por agua aireada se oxida también.

Se prepara tratando el siliciuro de magnesio por el ácido clorhídrico en un frasco de dos bocas como el que sirve para la obtención del hidrógeno, pero cuidando que esté completamente lleno de agua hervida, así como el tubo de desprendimiento y las probetas en que se le ha de recoger:



siliciuro de
magnesio.

cloruro de
magnesio.

hidrógeno
siliciado.

Por este procedimiento siempre resulta mezclado con hidrógeno; J. Ogier le obtiene más puro descomponiendo el éter silicofórmico por el sodio.

Por analogía se le asignó la fórmula SiH_4 , pues hasta ahora no se le ha analizado puro.

549. Tetracloruro de silicio.— Cl_4Si .—Es líquido, incoloro, de olor irritante, dá humos al aire y de una densidad de 4,523; es muy volátil, hierve á 59° transformándose en un vapor cuya densidad es 5,94 y con relación al hidrógeno 84,9; calentado al rojo en un tubo de porcelana se descompone formándose un oxiclорuro de silicio (Cl_2OSi); el agua reacciona sobre él formándose los ácidos clorhídrico y silíceo:

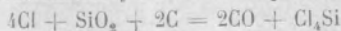


cloruro
de silicio.

ác. silíceo.

El gas sulfhídrico actúa de una manera análoga, formando *sulfocloruro de silicio* (Cl_2SSi) ó un *sulfuro de silicio* (S_2Si), si actúa en mayor cantidad, y ácido clorhídrico.

Se prepara por la acción del cloro seco sobre el silicio ó sobre una mezcla de anhídrido silíceo y carbón á temperatura elevada:



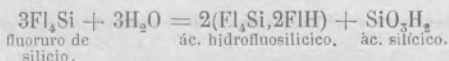
anhídrido
silíceo.

óxido de
carbón.

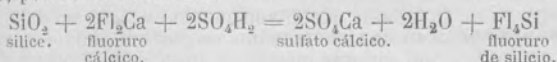
cloruro de
silicio.

Se conocen un *tetrabromuro de silicio* (Br_4Si) un *tetrayoduro* (I_4Si) y un *sexquiyoduro* (I_6Si_2), pero son compuestos muy poco importantes.

550. Tetrafluoruro de silicio.— Fl_4Si .—Es gaseoso, pero por una presión de 9 atmósferas a la temperatura de -105° , se liquida; se puede solidificar; incoloro y de olor sofocante; su densidad es 3,574 y con relación al hidrógeno 52; dá humos blancos en el aire húmedo y el agua le descompone transformándole en *ácido hidrofluosilícico* y *ácido silícico* gelatinoso:



Se prepara por la acción del ácido fluorhídrico sobre el anhídrido silícico ó tratando una mezcla de fluoruro de calcio y de sílice, ó un silicato, por ácido sulfúrico:



La operación se practica en un matraz A (fig. 97) en el que se colocan arena ó vidrio molido, fluoruro de calcio y ácido sulfúrico; calentando esta mezcla se desprende el fluoruro de silicio, que por el tubo B es conducido á la cuba hidrargiro-neumática y se recoge en probetas C.

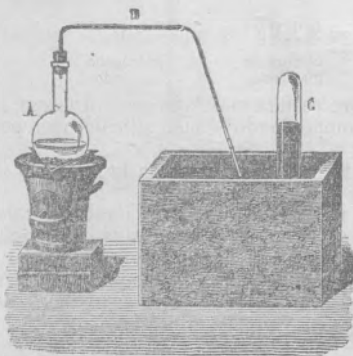


Fig. 97 — Preparación del fluoruro de silicio.

hidrofluosilícico como reactivo de las sales de dicho metal.

Se prepara este ácido dirigiendo una corriente de fluoruro de silicio sobre agua para que se descomponga en virtud de la reacción mencionada (550); pero como el ácido silícico que se forma obstruiría el tubo de desprendimiento B (fig. 98) se hace llegar el extremo de este dentro de una probeta E con mercurio C y encima se vierte el agua D; después se decanta el líquido, se le filtra y se le concentra a la temperatura ordinaria.

Se ha empleado el ácido hidrofluosilícico para endurecer las piedras calca-

551. Acido hidrofúo-silícico (*ácido fluosilícico*).—

$\text{Fl}_4\text{Si}_2\text{F}_{10}$ —No se le conoce mas que en disolución saturada, que es incolora; á la temperatura de 40° se evapora sin dejar residuo y á mayor temperatura se descompone en los ácidos fluorhídrico y silícico. Es bastante energético, enrojece mucho la tintura de tornasol, y bibásico, pudiéndose reemplazar sus dos átomos de hidrógeno por los metales para formar los *hidrofluosilicatos*, que son fluoruros dobles de silicio y del metal; de estos es notable el de potasio ($\text{Fl}_4\text{Si}_2\text{FK}$) por ser muy insoluble, debido á lo cual se emplea el ácido

reas blandas, (silicatización) en cuyo uso le reemplazan con ventaja algunos hidrofluosilicatos solubles, como los de magnesio y aluminio.

Combinaciones del estaño con los cuerpos halógenos.

552. No se conoce ningún compuesto del estaño con el hidrógeno. Con cada uno de los cuerpos halógenos forma un compuesto estannoso y otro estánico que todos ellos contienen cuatro átomos del halógeno, si se admite que en los estannosos entran dos átomos del metal, pero para los que no admiten esto, dichos compuestos no tienen más que dos átomos del radical halógeno.

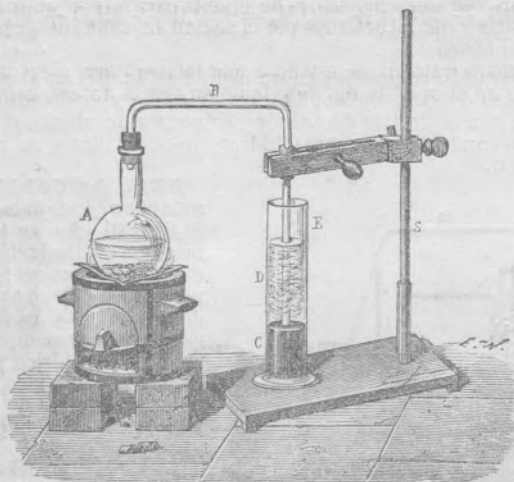


Fig. 98.—Preparación del ácido hidrofluosilícico.

553. Cloruro estannoso.—(*protocloruro de estaño*).— Cl_4Sn_2 ó Cl_2Sn . Es un cuerpo sólido, blanco agrisado y á veces de aspecto de manteca; á 250° se funde y á mayor temperatura se volatiliza. Es muy reductor porque tiene tendencia á pasar á cloruro estánico; transforma las sales férricas, mangánicas, mercurícas, etc. en ferrosas, manganosas, mercuriosas, etc. y puede llegar hasta precipitar los metales de algunas de ellas; el cloro le convierte en cloruro estánico; se combina con dos moléculas de agua para formar el compuesto cristalizado que se llama *sal de estaño*, ($\text{Cl}_2\text{Sn}, 2\text{H}_2\text{O}$) cuyas disoluciones acuosas se fraccionan precipitándose un *oxicloruro* (Cl_2OSn) que no

se disuelve sino añadiendo ácido clorhídrico; con los cloruros positivos forma cloruros dobles.

Se prepara tratando el estaño por el ácido clorhídrico: se produce una reacción bastante enérgica desprendiéndose hidrógeno; concentrando la disolución cristaliza el cloruro estannoso.

Es muy usado como mordiente en tintorería.

554. Cloruro estánnico.—(*percloruro de estaño*).— Cl_4Sn .—Es líquido, incoloro, fumante al aire (*liquido fumante de Libavius*); tiene por densidad 2,28; hierve á 120° dando un vapor cuya densidad es 9,18 y 130 respecto al hidrógeno. Es electro-negativo y se combina con los cloruros positivos para formar cloruros dobles; cuando se le vierte sobre agua produce un ruido como el de un hierro caliente; se combina con cinco moléculas de aquella para formar un compuesto que cristaliza y que se destruye por la acción del calor, desprendiendo ácido clorhídrico.

Se prepara tratando el estaño á una temperatura elevada por el cloro seco en el aparato fig. 99 y también por la acción del cloruro

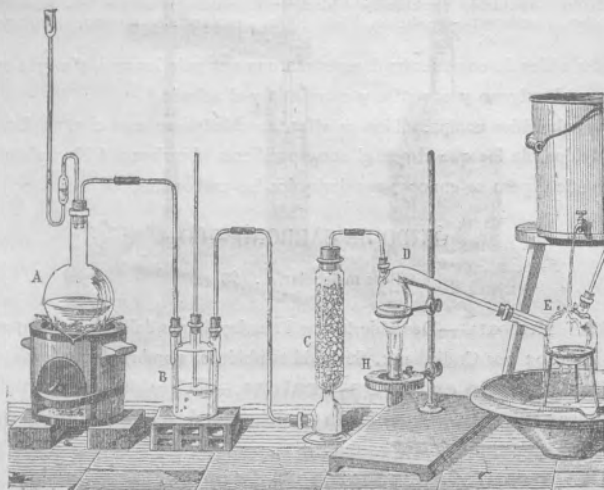


Fig. 99. — Preparación del cloruro estánnico.

mercúrico sobre el estaño en hojas. Disolviendo el estaño en agua régia se forma el cloruro estánnico combinado con cinco moléculas de agua.

El estaño forma dos bromuros, el *estannoso* (Br_4Sn_2 ó Br_2Sn) y el *estánnico* (Br_4Sn); dos yoduros (I_4Sn_2 y I_4Sn) y dos fluoruros (Fl_4Sn_2 y Fl_4Sn) que todos son muy poco importantes.

Combinaciones del carbono, silicio y estaño con los metaloides didínamos.

555. Las series de estos compuestos son las siguientes:

CARBONO.		SILICIO.		ESTAÑO.	
CO óxido de carbono.	CS protosulfuro de carb.	»	»	SnO óxido estannoso.	SnS sulfuro estannoso.
»	C_2S_5 sexquisulfuro de carbono.	»	»	»	Sn_2S_5 sexquisulfuro de estaño.
CO_2 anhidrido carbónico.	CS_2 anhidrido sulfocarbónico.	SiO_2 anhidrido silícico.	SiS_2 bisulfuro de silicio.	SnO_2 anhidrido estánnico.	SnS_2 sulfuro estánnico.
				SnSe_2 seleniuro estánnico.	

Estas series de compuestos demuestran una vez más las analogías que existen entre el oxígeno y el azufre y entre este y el selenio.

Los anhídridos comprendidos en ellas, combinándose con el agua forman varios ácidos, de los que el que el correspondiente al carbono, ácido carbónico, es hipotético, pero se conocen sus derivados los carbonatos.

ÓXIDO DE CARBONO.—CO.

Peso molecular..... 28.

556. HISTORIA.—Descubierto por Priestley á fines del siglo pasado; analizado en 1802 por Cruikshank. Se le dá también el nombre de *carbonilo*.

557. Estado en la naturaleza.—Existe en todas aquellas atmósferas en cuyo seno se están verificando ó se han verificado combustiones incompletas del carbono.

558. Propiedades físicas.—Es un gas considerado como permanente hasta los últimos días del año 1877 en que le liquidó Cailliet, sometiéndole á 300 atmósferas y á -29° ; incoloro, inodoro é insípido; su densidad 0,967 y con relación al hidrógeno 14; es muy poco soluble en el agua y algo más en el alcohol; las disoluciones de cloruro cuproso en el ácido clorhídrico le absorben. A temperaturas muy elevadas se descompone en carbono y oxígeno, pero este se une á parte del óxido de carbono no descompuesto y forma anhídrido carbónico.

Este hecho puede demostrarse en el aparato de Sainte-Claire Deville (fig. 100) descrito ya (278) en el que se consigue que se deposite algo de

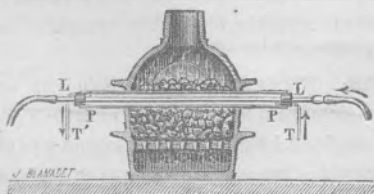


Fig. 100.—Disociación del óxido carbónico.

carácter ácido ni básico y no ejerce ninguna acción sobre las tinturas vegetales; es combustible y reductor muy enérgico por su tendencia á transformarse en anhídrido carbónico; se comprende fácilmente esto si se tiene en cuenta que la molécula del óxido de carbono es incompleta ó abierta ($\text{C}=\text{O}$) teniendo dos dinamicidades libres, es decir, es un radical didinamo, *carbonilo* (CO)', y funciona como tal en las reacciones. Es muy venenoso, bastando que una atmósfera li. mitada contenga algunas centésimas de este gas para que sea mortífera; para contrarrestar sus efectos lo primero que debe hacerse es establecer una ventilación rápida de la atmósfera que contenga este cuerpo.

El óxido de carbono se combina directamente con el cloro exponiendo una mezcla de volúmenes iguales de estos dos gases á la acción de los rayos solares; el compuesto resultante ($\text{Cl}_2(\text{CO})$) ocupa la mitad del volumen de aquella y ha recibido los nombres de *cloruro de carbonilo*, *ácido cloroxicarbónico*, *oxiclорuro de carbono* y el de *gas fosgeno*; tiene olor sofocante que escita el lagrimeo; su densidad es 3,51, y con el agua forma ácido clorhídrico y anhídrido carbónico.

El oxígeno á temperaturas elevadas transforma el óxido de carbono en anhídrido carbónico; si en una probeta (fig. 101) que contenga dicho óxido se introduce una cerilla encendida, esta se apaga y él arde con llama azul característica; vertiendo después en la probeta un poco de agua de barita, se pone lechosa inmediatamente porque se forma carbonato bárico insoluble; se combina también con el oxígeno de algunos cuerpos desoxidándoles, como sucede con los óxidos metálicos.

El óxido de carbono funcionando como radical didinamo puede sustituir á dos átomos de hidrógeno del tipo amoniaco bicondensado

carbono en la parte inferior del tubo frío y que salga de el aparato una mezcla de anhídrido carbónico y óxido de carbono no descompuesto. La luz y la electricidad no le alteran.

559. Propiedades químicas.—

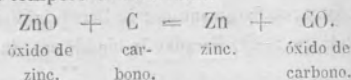
No es de ca-

formando una amida llamada *carbó-diamida* ($N_2H_4(CO)$) que es el cuerpo conocido con el nombre de *urea*, importante por sí y por algunos de sus derivados que han recibido el nombre genérico de *ureas*.

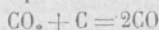


Fig. 101.—Combustión del óxido de carbono.

560. Preparación.—Este gas se forma siempre que se quema el carbón en una cantidad insuficiente de oxígeno y es el que produce la llama azulada que se observa en los carbones cuando comienzan á encenderse, pero entónces resulta mezclado con los gases del aire. Se le puede preparar calentando el óxido de zinc con carbón á una temperatura elevada:

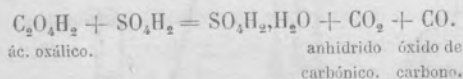


haciendo pasar una corriente de anhídrido carbónico por carbón enrojecido contenido en un tubo de porcelana ó de hierro:



ó por la calcinación de algunos carbonatos, mezclados con carbón.

En los laboratorios se prepara generalmente tratando el ácido oxálico por el sulfurico:



La operación se practica en una malraz A (fig. 102) en el que se colocan el ácido oxálico y el sulfúrico de 66°; calentando se desprende la mezcla de anhídrido carbónico y óxido de carbono; se la hace atravesar por un frasco B de tres bocas que contiene lejía de potasa ó de sosa ó una lechada de cal, para retener el anhídrido carbónico, y el óxido de carbono se recoge en probetas C, en la cuba hidroneumática.

561. Composición.—Se determina introduciendo en un eudiómetro dos volúmenes de óxido de carbono y uno de oxígeno, se hace saltar una chispa eléctrica y quedan dos volúmenes, que son de anhídrido carbónico; como se verá más adelante estos dos volúmenes con-

tienen uno de carbono y dos de oxígeno, luego el óxido de carbono contendrá uno de carbono y uno de oxígeno y su fórmula debe ser CO .

562. APLICACIONES.—Como reductor desempeña un papel muy importante en muchas metalurgias; el carbón empleado en estas se transforma primero en anhídrido carbónico y en presencia de un exceso de carbón al rojo se reduce á óxido de carbono que se apodera del oxígeno de los óxidos metálicos dejando los metales en libertad y pasando él nuevamente á anhídrido carbónico.

ANHIDRIDO CARBÓNICO.— CO_2 .

Peso molecular. . . . 44.

563. HISTORIA Y SINONIMIA. Descubierto por Van-Helmont en 1648, que le denominó *espíritu silvestre*; estudiado por Black, que le dió el nombre de *aire fijo* y por Bergmann que le llamó *ácido aéreo*; Lavoisier determinó su composición en 1775; Faraday le liquidó en 1823 y Thilorier le solidificó en 1835.

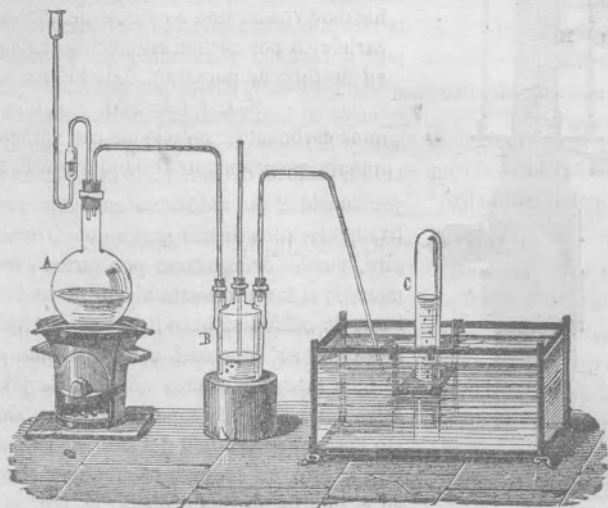


Fig. 102.—Preparación del óxido de carbono por el ácido oxálico.

564. Estado en la naturaleza.—Existe libre en el aire atmosférico en proporciones variables (315); en algunos puntos se

desprende del suelo en grandes cantidades formando en virtud de su densidad capas de más ó menos altura, como sucede en la *gruta del perro*, cerca de Nápoles, y en el *valle de la muerte*, en la isla de Java, en los que se asfixian los animales de poca talla; muchas aguas llevan en disolución grandes cantidades de anhídrido carbónico por lo cual se las llama *acidulas* ó *carbónicas*; existe en combinación formando los carbonatos naturales, que algunos son muy abundantes. En muchas fermentaciones, como la del zumo de la uva y de otros frutos, y en la putrefacción de las sustancias orgánicas, se produce mucho anhídrido carbónico y también en la respiración de los animales.

565. Propiedades físicas.—Es gaseoso, pero á la presión de 36 atmósferas y temperatura de 0°, se transforma en un lí-

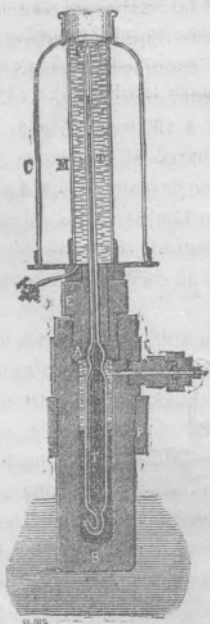


Fig. 103. —Liquefacción del anhídrido carbónico en pequeñas cantidades.

quido incoloro y muy movable; comprimido en el tubo T (fig. 103) del aparato de Cailletet se liquida en la porción capilar de dicho tubo; sometido á -78° se solidifica, cristalizando en cubos ó en forma de copos como los de la nieve; el gas anhídrido carbónico es incoloro é inodoro y su sabor es ligeramente ácido y picante; tiene por densidad 1,529 y referida al hidrógeno 22; un litro de este gas á 0° y 760 m. m. pesa 1,977 gramos; en el estado líquido su densidad á 0° es 0,932. La mayor densidad del anhídrido carbónico, relativamente á los demás gases que forman el aire, puede demostrarse por varios experimentos; si á un vaso de vidrio de bastantes litros de cabida se hace llegar gas carbónico hasta que se llene casi completamente y se dirigen sobre él esferas de agua de jabón, éstas flotan sobre la capa de ácido carbónico sin descender al fondo del vaso, como lo harían si éste no contuviera más que aire; si en el interior de una probeta (fig. 104) se coloca una cerilla encendida y sobre aquella se invierte otra que esté llena del referido gas, éste se trasvasa cual si fuera un líquido y en cuanto llega á la altura de la llama, ésta se apaga.

Un volúmen de agua disuelve á 0° y 760 m. m. de presión 1,8 volúmenes de gas anhídrido carbónico y á $+15^{\circ}$ un volúmen igual al suyo;

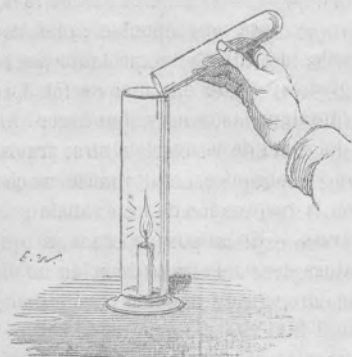


Fig. 104.—Demostración de la densidad del anhídrido carbónico gaseoso.

si se aumenta la presión se disuelve en mucha mayor cantidad, manteniéndose disuelto mientras aquella no disminuye, pero en cuanto esto sucede, el gas se marcha levantando mucha espuma (aguas carbónicas); á esto mismo se debe la que se produce en la fermentación del zumo de la uva y cuando se destapan las vasijas que encierran ciertos líquidos (cervezas y vinos espumosos, como el Champagne, etc.).

Sometido á la acción del calor se disocia á 1300° en oxígeno y óxido de carbono; la luz no le altera, sin embargo en presencia de las hojas y demás partes verdes de los vegetales se descompone (345); una serie de chispas eléctricas le descomponen también como el calor; Berthelot, Hautefeuille y Chappuis han conseguido descomponerle por la acción de los efluvios eléctricos en óxido de carbono y oxígeno muy ozonizado.

566. Propiedades químicas.—Como anhídrido que es, no enrojece el papel azul de tornasol si tanto él como el papel están bien secos, pero si están húmedos y mejor cuando el gas está disuelto en el agua ó se le hace actuar sobre las tinturas vegetales azules, las da un tinte rojizo vinoso, carácter de los ácidos débiles; esto ha hecho suponer que cuando el gas se disuelve en el agua se transforma en ácido carbónico ($\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$) que es bibásico y no se le ha podido aislar aunque se conocen sus derivados los carbonatos; generalmente se suele dar al anhídrido, aunque impropriamente, el nombre de ácido carbónico. Wroblewski ha obtenido un hidrato sólido y cristalizado, de la fórmula ($\text{CO}_2, 8\text{H}_2\text{O}$) operando á la temperatura de 0° y á 16 atmósferas de presión.

Este gas no es comburente ni combustible; introduciendo una cerilla encendida en una probeta llena de él, aquella se apaga y ésta no arde como se demuestra en el experimento que representa la figura 104;

tampoco sirve para la respiración, los animales que le respiran perecen asfixiados muy pronto; el mejor medio de combatir sus efectos es procurar que la persona ó el animal que se está asfixiando respire un aire puro y de cuando en cuando que aspire gás amoniaco; el medio de conocer si la atmósfera de ciertas localidades, como las bodegas donde está fermentado el zumo de la uva, contiene una cantidad de anhídrido carbónico que la haga irrespirable, consiste en hacer descender en ella una luz; si esta se apaga al llegar á cierta altura, prueba que hasta allí llega la capa del gas; por regla general atmósferas que apagan los cuerpos en ignicion, no deben respirarse. La asfixia producida por el anhídrido carbónico se explica porque la sangre que llega á los pulmones no puede descargarse del exceso de ácido carbónico que contiene; este gas puede absorberse tambien por la piel y producir fenómenos de asfixia.

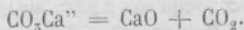
El hidrógeno reduce el anhídrido carbónico á una temperatura elevada, formando agua y óxido de carbono:



Los demás metaloides reductores como el fósforo, el boro, el silicio y el carbono, se apoderan tambien de parte ó de todo su oxígeno á temperaturas más ó menos elevadas; precisamente la acción del carbono sobre el anhídrido carbónico se utiliza (560) para preparar el óxido de carbono. El amoniaco seco transforma el anhídrido carbónico en un compuesto perteneciente al grupo de las amidas (*carbamato de amonio*); cuando interviene el agua en esta acción, se forma carbonato amónico.

567. Preparación.—Este anhídrido, que se produce siempre en la combustión completa del carbón, puede prepararse por vía seca y por vía húmeda.

Por vía seca, calcinando los carbonatos que se descomponen por la acción del calor, como el de calcio; se desprende anhídrido carbónico, quedando en la retorta óxido de calcio:



carbonato	óxido de	anhídrido
cálcico.	calcio.	carbónico.

Para prepararlo por vía húmeda se coloca en un frasco (fig. 105) de dos bocas un carbonato, que generalmente suele ser cualquiera de las variedades de el de calcio (mármol, creta, etc.), y un poco de agua; por el tubo de embudo ajustado á una de las bocas se echa un ácido como el sulfúrico ó el clorhídrico, que reaccionando sobre el carbo-

nato, produce la sal de calcio correspondiente y anhídrido carbónico que sale del frasco por un tubo de desprendimiento y se recoge en probetas llenas de agua, en la cuba hidro-neumática. Cuando se emplea el mármol debe hacerse uso del ácido clorhídrico, porque el cloruro cálcico es soluble, mientras que el sulfato cálcico lo es muy poco y cubre á los trozos de mármol, dificultando que continúe la acción del ácido sulfúrico sobre el carbonato cálcico.

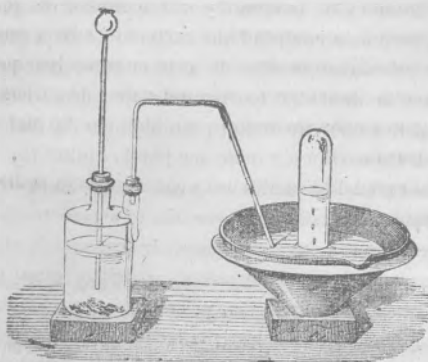


Fig: 105.—Preparación del anhídrido carbónico.

luido, en aparatos de diversas formas, provistos de agitadores mecánicos para favorecer la acción del ácido sulfúrico sobre el mármol ó la creta.

Para preparar disoluciones de ácido carbónico en pequeña cantidad, en los aparatos llamados *gasógenos*, se emplea el carbonato ácido (bicarbonato) de sodio y el ácido tartárico ó el cítrico; para prepararlas en grandes cantidades la industria se vale del carbonato de cal (mármol ó creta) y del ácido sulfúrico di-

LIQUEFACCIÓN Y SOLIDIFICACIÓN DEL ANHIDRIDO CARBÓNICO.—Se liquida este gas en gran cantidad por medio del aparato de Thilorier, perfeccionado por Donny, que consta de dos recipientes de paredes metálicas muy resistentes; en uno se desprende el gas por medio del bicarbonato sódico y ácido sulfúrico, en el otro se condensa el anhídrido líquido que se produce en el primero. Cuando se saca de este segundo recipiente una porción del anhídrido líquido y se le recibe en una vasija de mucha superficie, gran parte de él recobra el estado gaseoso, produciendo un notable descenso de temperatura, que solidifica al restante en forma de copos como de nieve. Cailletet ha ideado un aparato más cómodo y más exento de peligros que el de Thilorier.

568. Síntesis del anhídrido carbónico.—Se efectúa quemando carbono en un volumen conocido de oxígeno, para transformarle en anhídrido carbónico; el volumen gaseoso no varía sensiblemente; de aquí se deduce que un volumen de dicho anhídrido con-

tiene un volúmen igual al suyo de oxígeno y una cantidad desconocida de carbono; ahora bién

si de la densidad del anhídrido carbónico.	1,529	ó	22
se resta la del oxígeno.	1,105	ó	16

el resto será el peso del carbono.	0,424	ó	6
------------------------------------	-------	---	---

luego en dos volúmenes (una molécula) de anhídrido carbónico habrá dos volúmenes (dos átomos) de oxígeno y una cantidad de carbono igual á 0,848 ó 12; pero esta cantidad de carbono es la menor que puede entrar á formar los compuestos de este cuerpo, luego el número 0,848 representará la densidad teórica del vapor de carbono y 12 la misma referida al hidrógeno ó sea el peso atómico del carbono. La fórmula del anhídrido carbónico debe ser por lo tanto CO_2 .

569. APLICACIONES.—En los laboratorios de Química se emplea algunas veces para producir atmósferas artificiales inertes, necesarias en algunas reacciones; en el estado sólido, mezclado con éter, para conseguir descensos de temperatura de -100° próximamente y liquidar y solidificar algunos gases; en Medicina se prescribe con frecuencia en disolución, ya utilizando las aguas carbónicas naturales, ya las preparadas artificialmente; la industria le emplea para la preparación de estas aguas y de algunos carbonatos (bicarbonato sódico). El ácido carbónico de la atmósfera desempeña un gran papel en la agricultura porque hace solubles muchos cuerpos que han de ser absorbidos y asimilados por los vegetales; por eso se dice que es el gran disolvente de que dispone la naturaleza.

570. Carbonatos.— $\text{CO}_3\text{M}'_2$.—Se suponen derivados de la sustitución del hidrógeno del ácido carbónico (CO_2H_2) por los radicales metálicos; siendo bibásico dicho ácido, podrá formar carbonatos neutros ó bimetálicos ($\text{CO}_3\text{M}'_2$) ácidos ó monometálicos (bicarbonatos) ($\text{CO}_3\text{HM}'$); hay además sexquicarbonatos cuya fórmula general es $(\text{CO}_3)_2\text{H}_2\text{M}_4$.

Muchos existen en la naturaleza y algunos en gran cantidad como el de calcio; otros son artificiales. Por regla general son cristalizados é incoloros, aunque también les hay diversamente coloreados; inodoros hace escepción el carbonato amónico que tiene olor amoniacal; los neutros son insolubles en el agua, escepto los de los metales alcalinos; los ácidos ó bicarbonatos son solubles, pero en cuanto pierden parte de su ácido carbónico por el calor ó por otra causa se hacen insolubles porque pasan á ser neutros; el carbonato amónico es volátil; los alcalinos se funden pero no se descomponen por el calor, los demás se descomponen por la acción de este agente con más ó menos facilidad, dejando como

resíduo el óxido metálico ó el metal y desprendiendo anhídrido carbónico (567) ó una mezcla de este gás y de óxido de carbono.

El hidrógeno á temperaturas elevadas puede actuar sobre los carbonatos formando agua, óxido de carbono y óxido metálico y á veces dejando el metal libre; los demás metaloides reductores, como el fósforo, el boro, el silicio y el carbono, se apoderan del oxígeno de los carbonatos formando compuestos diversos; otros reemplazan al carbono; este actúa sobre los carbonatos formando óxido de carbono y dejando en libertad el óxido metálico ó el metal. Los ácidos, aun los más débiles, descomponen casi todos ellos á los carbonatos produciendo efervescencia debida á la separación del anhídrido carbónico; el agua á temperaturas muy elevadas les descompone formando hidrocarbonatos ó hidratos metálicos según que desaloje á todo ó parte del anhídrido carbónico.

Se preparan por la acción directa del gás carbónico sobre el hidrato ó el óxido metálico y algunos sobre el sulfhidrato ó el sulfuro correspondiente; calcinando las sales orgánicas; los insolubles por doble descomposición y los bicarbonatos con un carbonato neutro y ácido carbónico.

Se caracterizan porque tratados por un ácido producen efervescencia y el gás que se desprende no tiene olor, es picante y dá precipitado con el agua de cal ó la de barita; porque tratada la disolución de un carbonato por la de una sal de magnesio ó de calcio dá precipitado blanco; esta reacción sirve para distinguir los carbonatos neutros de los ácidos ó bicarbonatos, porque estos no dan precipitado con dichas sales á no ser que se les caliente para que pasen á carbonatos neutros.

Muchos carbonatos son importantes por las aplicaciones que reciben.

BISULFURO DE CARBONO.—S₂C.

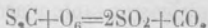
571. HISTORIA Y SINONIMIA.—Este cuerpo descubierto por Lampadius, se le conoce además con los nombres de *sulfido carbónico*, *anhídrido sulfocarbónico*, *liquido de Lampadius* y *alcohol de azufre*.

572. Propiedades físicas.—Es líquido, muy movable y refringente, incoloro, de olor etéreo cuando está puro, fétido y desagradable cuando no lo está, sabor quemante; su densidad 1,263; es insoluble en el agua, soluble en el alcohol y en el éter; disuelve á muchos cuerpos, como el bromo, el yodo, el azufre, el selenio, el fósforo la goma elástica, las grasas, etc; sometido á grandes descensos de temperatura no se solidifica, pero si en un vidrio de reloj se pone un poco de sulfuro de carbono y se dirige sobre él una corriente de aire por medio de un fuelle, una parte se volatiliza y el vidrio se cubre

de una sustancia blanca, de aspecto mamelonar, que es sulfuro de carbono, sólido; evaporado en el vacío produce un descenso de temperatura de -60° ; hierve á $+46^{\circ}$ dando vapores incoloros cuya densidad es 2,645 y respecto al hidrógeno 38 y que no se alteran á temperaturas muy elevadas; la luz le descompone en azufre y protosulfuro de carbono cuando se le tiene durante algunos meses á los rayos solares: la electricidad no le altera

573. Propiedades químicas.—Su carácter químico es electro-negativo (*súlfido*); se le considera como el anhídrido del ácido *sulfocarbónico* (CS_2H_2), bibásico correspondiente al carbónico (CO_2H_2); su hidrógeno es reemplazado por los metales formando *sulfo-carbonatos* ($\text{CS}_2\text{M}'_2$) que son sulfosales ó sulfuros dobles de carbono y del metal, algunos de los cuales han recibido aplicaciones importantes (1). El sulfuro de carbono es muy inflamable y arde con llama azulada; es nocivo y cuando se respira su vapor produce una especie de embriaguez y de insensibilidad.

El hidrógeno naciente actúa sobre el sulfuro de carbono desprendiendo gas sulfhídrico y formando un compuesto ternario cristizable (CSH_2 ó $\text{C}_2\text{S}_2\text{H}_4$); el cloro descompone al rojo el súlfido carbónico transformándole en cloruros de azufre (Cl_2S) y de carbono (Cl_4C); arde en el oxígeno y en el aire, convirtiéndose en los anhídridos sulfuroso y carbónico:



mezclado el vapor de sulfuro de carbono con oxígeno ó con aire é introduciendo en la mezcla una cerilla encendida ó haciendo saltar una chispa eléctrica, detona fuertemente. Forma dos hidratos cristalizados cuando se le filtra en aire húmedo; uno de ellos tiene por fórmula $2(\text{S}_2\text{C})\text{H}_2\text{O}$; también forma á 25° un compuesto cristalino con el gas hidrógeno sulfurado; á la temperatura ordinaria el ácido sulfhídrico le convierte en ácido sulfocarbónico ($\text{CS}_2 + \text{SH}_2 = \text{CS}_2\text{H}_2$).

574. Preparación.—Se prepara combinando directamente el azufre con el carbono á la temperatura del rojo; en los laboratorios puede hacerse esta preparación colocando carbón de pino en una retorta de barro, tubulada, á cuya tubuladura se adapta un tubo de barro ó de porcelana, que llegue hasta cerca de su fondo, cerrando su extremo superior con un tapón; la retorta se pone en comunicación

(1) El sulfocarbonato potásico (CS_2K_2) se emplea para destruir la filoxera de la vid.

con un frasco de dos bocas que contiene agua fría y que esté sumergido dentro de agua; calentado el carbón al rojo se abre el tubo y se echan por él, de cuando en cuando, fragmentos de azufre que se reduce á vapor, se combina con el carbono y el vapor del sulfuro de carbono formado se condensa en el frasco de dos bocas.

En la industria en vez de la retorta de barro se valen de un gran cilindro de hierro lleno de cok al que se hace llegar el azufre por un tubo lateral que arranca cerca de su fondo; el vapor del sulfuro de carbono se condensa en recipientes dispuestos al efecto, obteniéndose un producto impuro.

Se purifica agitándole primero con 10 0/0 de ácido sulfúrico, después con una lejía de sosa y volviendo á destilarle; de esta manera se consigue tenerle incoloro y sin olor fétido.

575. APLICACIONES.—En los laboratorios se le emplea como disolvente; en la industria para preparar la goma elástica vulcanizada; para extraer algunas grasas y esencias; para separar el fósforo rojo del fósforo ordinario (**351**).

El *protosulfuro de carbono* (CS) y el *sesquisulfuro* (C₂S₃) son cuerpos muy poco importantes.

576. Oxisulfuro de carbono.—CSO.—Descubierto por Than en 1867. Según parece existe disuelto en algunas aguas sulfurosas. Es gaseoso, incoloro, de olor sulfuroso y algo aromático; su densidad 2,1046 y con relación al hidrógeno 30; el agua le disuelve volumen á volumen; esta disolución, que al pronto tiene sabor azucarado y después sulfuroso, se descompone al poco tiempo en anhídrido carbónico y gas sulfhídrico; es muy combustible y arde con llama azul depositando azufre, si no hay bastante oxígeno; forma con este una mezcla detonante; es absorbido por los álcalis produciendo sulfuro y carbonato; con el amoníaco forma un compuesto de la fórmula CSO, 2NH₃.

Se prepara haciendo atravesar una mezcla de óxido de carbono y de vapor de azufre por un tubo de porcelana al rojo. Tratando el ácido sulfocianhídrico ó el sulfocianuro potásico por el ácido sulfúrico diluido en agua, se forma amoníaco y oxisulfuro de carbono:



ác. sulfo-
cianhídrico.

oxisulfuro de
carbono.

ANHIDRIDO SILÍCICO.—SiO₂.

(*Silice.*)

577. Estado natural.—Es uno de los cuerpos más abundantes en la naturaleza, constituyendo un gran número de minerales, como el cristal de roca, el cuarzo hialino, las ágatas, los pedernales, las

piedras de moler, la arena etc. Los tejidos orgánicos vegetales y animales contienen sílice.

578. Propiedades.—Sólido, cristaliza en prismas exagonales terminados en piramides también exagonales (cristal de roca); otras veces se presenta amorfo (cuarzo hialino, pedernal); es incoloro, trasparente, traslucido ú opaco; las coloraciones violada (amatista), roja (jacinto de Compostela), amarilla (topacio falso) etc., que caracterizan á ciertas variedades naturales de sílice, son debidas á sustancias extrañas; no tiene olor, ni sabor; su densidad es, 2,2 á 2,6 (cristal de roca); es tan duro que algunas de sus variedades rayan el vidrio pero sin cortarlo; reducido á polvo es áspero al tacto; no se disuelve en el agua; se funde tomando consistencia viscosa, al calor de la llama del hidrógeno, pero no le descomponen las mayores temperaturas de que hoy se dispone ni la electricidad.

Ninguno de los cuerpos simples estudiados anteriormente ataca á la sílice, necesitándose para separar sus elementos que actúen sobre ella simultáneamente y á temperatura elevada, dos de ellos como el cloro y el carbono (549) ó este y el azufre; no es atacada por los ácidos escepto el fluorhídrico que la transforma en fluoruro de silicio y agua; algunas variedades de sílice son difícilmente atacadas por aquel ácido; los álcalis fijos (potasa, sosa) y sus carbonatos, forman silicatos fusibles y solubles con el anhídrido silícico, á temperatura elevada; con el agua forma varios ácidos silícicos.

579. Preparación.—Aunque rara vez ocurre tener que prepararle en los laboratorios, puede hacerse deshidratando por el calor algunos de los ácidos silícicos; para este objeto suele utilizarse la sílice gelatinosa que se produce cuando se prepara el ácido hidrof fluor-silícico (550).

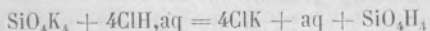
580. Análisis.—La composición de este anhídrido se deduce de la del cloruro de silicio cuya densidad de vapor determinada por Dumas se ha visto que está conforme con la ley de los volúmenes, de Gay-Lussac (56) y que debe ser su fórmula Cl_4Si y por lo tanto la de la sílice, SiO_2 . No todos los químicos han asignado á este cuerpo dicha fórmula; Berzelius le atribuyó la de SiO_3 .

581. APLICACIONES.—Son muy numerosas é importantes las que se hacen de las diversas variedades de sílice; el cristal de roca se emplea para construir lentes y objetos de adorno; el ágata para hacer morteros de gran utilidad en los laboratorios de Química por su gran dureza; la arena entra á formar parte de los

cementos empleados en las construcciones, en la fabricación del vidrio, en la de objetos de loza y porcelana, etc.

582. Ácidos silícicos.—De la unión de una molécula de anhídrido silícico con dos de agua, resulta el ácido *orthosilícico* (SiO_4H_4) que se supone es el ácido silícico normal; perdiendo este una molécula de agua origina el ácido *metasilícico* (SiO_3H_2), que puede considerarse como un primer anhídrido del anterior; además se conocen el *parasilícico* ($\text{Si}_2\text{O}_5\text{H}_4$) y el *pirosilícico* ($\text{Si}_2\text{O}_7\text{H}_2$) que también se pueden suponer derivados del silícico normal. Hay otros ácidos, llamados *polisilícicos*, que se les considera derivados de la condensación de varias moléculas del orthosilícico, de las que se han eliminado una ó más de agua; se les puede representar de una manera general por la fórmula $(n\text{SiO}_4\text{H}_4 - m\text{H}_2\text{O})$. Existen en la naturaleza algunas variedades de sílice hidratada, que probablemente serán ácidos polisilícicos, pero de la mayor parte de estos no se conocen mas que sus sales, que son silicatos naturales de constitución algo compleja.

El *orthosilícico* (SiO_4H_4) no se le conoce más que en disolución acuosa, pues cuando se intenta aislarle se transforma en metasilícico; existe en casi todas las aguas; es tetrabásico y enrojece muy poco la tintura de tornasol. Se prepara tratando el orthosilicato tetrapotásico por el ácido clorhídrico diluido:



También se puede obtener descomponiendo el sulfuro de silicio por agua fria.

El *metasilícico* (SiO_3H_2) existe en la naturaleza constituyendo las variedades de sílice hidratada (*opalo*, *hidrofano*, *geyserita* ó sílice de los geysers etc.). Es sólido, amorfo, trasparente, poco soluble en el agua, pero se disuelve en la que está acidulada con ácido clorhídrico; por el calor pierde una molécula de agua y se transforma en anhídrido silícico. Se le obtiene evaporando una disolución de ácido orthosilícico ó por la descomposición del éter silícico en el aire húmedo.

El *parasilícico* ($\text{Si}_2\text{O}_5\text{H}_4$), es sólido, pulverulento, blanco, muy poco soluble en el agua, que le transforma al cabo de algún tiempo en orthosilícico; la potasa y la sosa le disuelven en el acto. Se le prepara descomponiendo el fluoruro de silicio por el agua; se recoge sobre un lienzo la sílice gelatinosa, se lava y se deseca al aire. También puede prepararse tratando una disolución concentrada de silicato tetrapotásico ó sódico por un ácido.

El *pirosilícico* ($\text{Si}_2\text{O}_7\text{H}_2$) es sólido, pulverulento, blanco, insoluble en el agua; el calor le transforma en anhídrido silícico; la potasa le disuelve. Se prepara calentando el parasilícico de 100° á 120° para que pierda una molécula de agua.

583. SILICATOS.— $\text{SiO}_4\text{M}'_4$.—Son sales de constitución muy diversa; unos se derivan del ácido orthosilícico y son los representados por la anterior fórmula general; otros de ácidos polisilícicos más ó menos complejos. Sólidos, cristalizados, transparentes ú opacos, muy duros; insolubles en el agua, escepto los trasilicatos potásico y sódico: unos se funden con facilidad y otros son poco fundibles ó infusibles; son atacados por el ácido clorhídrico los orthosilicatos y

algunos polisilicatos de constitución sencilla, separándose sílice gelatinosa; los demás no son atacados si no se les funde previamente con carbonato potásico; todos se descomponen por la acción del ácido fluorhídrico. Los alcalinos se preparan fundiendo la sílice con el carbonato correspondiente ó disolviendo en una lejía alcalina los ácidos parasilíceo ó piroxilíceo: los demás por doble descomposición. Se caracterizan algunos por la propiedad de dar sílice gelatinosa cuando se les trata por ácido clorhídrico y todos porque mezclados con fluoruro de calcio y ácido sulfúrico desprenden fluoruro de silicio, que haciéndole pasar por un tubito que tenga una gota de agua, se deposita sílice.

584. Sulfuro de silicio.— S_2Si .—Parece que existe este cuerpo en el interior de la tierra y que ciertos volcanes exhalan los productos de su descomposición por el agua (ácido silícico y gas sulfhídrico) como sucede con los geysers de Islandia. Es sólido, cristaliza en agujas largas, blanco, insoluble en el agua que reacciona con él formando ácido silícico é hidrógeno sulfurado; no se funde pero es algo volátil.

Se prepara calentando al rojo el silicio amorfo en el vapor de azufre ó tratando una mezcla de anhídrido silícico y de carbón, por vapor de azufre ó de sulfuro de carbono.

Combinaciones del estaño con los metales didínamos.

585. Óxido estannoso.—(*protóxido de estaño*).— $\text{Sn}_2\text{O}_3 = \text{SnO}$.—Es sólido, se presenta unas veces en cristales negros, otras en un polvo cristalino de color verdoso y otras en un polvo rojo; es insoluble en el agua y arde como la yesca transformándose en anhídrido estánnico; con el agua forma un hidrato ($\text{Sn}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{SnO} \cdot \text{H}_2\text{O}$) que es un polvo blanco, que se deshidrata por el calor, convirtiéndose en óxido estannoso; absorbe el oxígeno para pasar á ácido estánnico; se disuelve en los ácidos dando las sales estannosas y con las bases forma los estannitos ($\text{SnO}_2 \cdot \text{M}_2$); se prepara este hidrato precipitando una disolución de cloruro estannoso por el amoníaco ó el carbonato sódico. El óxido estannoso se obtiene deshidratando el anterior ó haciéndole hervir en presencia del amoníaco.

586. Anhídrido estánnico.—(*bióxido de estaño*).— SnO_2 .—Se encuentra en la naturaleza constituyendo la *casiterita*. Es sólido, cristaliza en octaedros de base cuadrada ó en prismas romboidales rectos, transparentes ú opacos y de color oscuro, casi negro; otras veces es amorfo y de color blanco amarillento; su densidad 6,96; no se disuelve en el agua, con la que forma varios ácidos estánnicos; los cuerpos reductores se apoderan de su oxígeno dejando libre el estaño; los hidrácidos le disuelven formándose la sal estánnica correspondiente; con las bases forma estannatos. Se prepara calentando cualquiera

de los ácidos estánnicos para deshidratarlos ó manteniendo el estaño fundido al rojo y agitándole para favorecer su oxidación; se convierte en un polvo agrisado, que se llama *potea de estaño*, y que es el anhídrido impuro.

Se emplea para extraer el estaño, para pulimentar el vidrio y el cristal y para la fabricación de ciertos vidrios y esmaltes.

587. Ácidos estánnicos.—No están conformes los químicos acerca de la constitución de algunos de estos ácidos; se admite que el precipitado blanco gelatinoso que se obtiene cuando se trata la disolución de cloruro estánnico por el amoniaco ó cuando se descompone la de un estannato por un ácido, es el ácido estánnico normal ú *ortho-estánnico* (SnO_2H_2) pero que en cuanto se deseca este precipitado se transforma en ácido *meta-estánnico* (SnO_2H_2). El ácido estánnico gelatinoso recién precipitado se disuelve bien en las bases y en los ácidos formando con estos, sales estánnicas, pero cuando se le tiene algún tiempo en agua ó calentándole, pierde la propiedad de disolverse en aquellos. Existen además varios ácidos *poli-estánnicos* parecidos á los polisilícicos.

El ácido *meta-estánnico*. (SnO_2H_2) es sólido, amorfo, traslúcido y parecido á la gelatina; es bibásico y enrojece débilmente el tornasol; se disuelve en los ácidos y bases enérgicas, formando con estas *meta-estánnatos* (SnO_2M_2) de los que los de potasio y sodio son solubles. Se prepara este ácido precipitando el cloruro estánnico por la potasa ó descomponiendo un estannato por un ácido.

Los meta-estannatos se obtienen calcinando el estaño con un nitrato ó fundiendo el anhídrido estánnico con las bases. Algunos se emplean en tintorería por la propiedad que tiene el ácido meta-estánnico de formar compuestos insolubles (*lacas*) con algunas materias colorantes.

El ácido *pentameta-estánnico* ($\text{Sn}_5\text{O}_{15}\text{H}_{10}$) corresponde á los ácidos poliestánnicos y es de estos el único que ofrece algún interés. Se presenta en forma de polvo cristalino, blanco, insoluble en el agua; á 100° pierde cuatro moléculas de esta; de sus diez átomos de hidrógeno sólo dos pueden ser reemplazados por los metales y es por lo tanto bibásico; los ácidos enérgicos, escepto el nítrico, le disuelven y con los álcalis forma sales solubles. Se prepara descomponiendo la sal de sodio de este ácido, por el clorhídrico. Tratando el estaño en granalla ó en hojas por el ácido nítrico hay una reacción muy viva y se transforma en un polvo blanco cuya fórmula es $\text{Sn}_5\text{O}_{11}\text{H}_2$.

588. Oxisales de estaño —El óxido estannoso se disuelve en los ácidos para formar las sales respectivas; se conocen muchas de estas *sales estannosas*, constituidas por casi todos los ácidos que se llevan estudiados y por otros que se estudiarán más adelante; son poco importantes.

También el óxido estánnico es disuelto por algunos ácidos enérgicos dando lugar á *sales estánnicas*, menos numerosas é importantes que las estannosas.

Algunas de estas sales se obtienen por la acción directa de los ácidos sobre el metal.

589. Caracteres de las sales de estaño.—No precipitan por

el *ácido clorhídrico*; con el *hidrógeno sulfurado* dan las estannosas precipitado de color castaña oscuro y las estánnicas, amarillo, ambos solubles en los sulfuros alcalinos; con el *sulfuro amónico*, los mismos precipitados que con el sulfhídrico, solubles en un exceso de reactivo; con los *carbonatos alcalinos*, precipitados blancos; con la *potasa* también precipitan en blanco y estos precipitados se disuelven en un exceso de reactivo; con el *cloruro mercurico* las estannosas dan precipitado blanco que después se va oscureciendo; las estánnicas no precipitan; con el *cloruro áurico*, las estannosas precipitado purpúreo oscuro, las estánnicas nada. Introducida en las disoluciones de las sales de estaño una *lámina de zinc*, se deposita el estaño metálico.

590. Sulfuro estannoso— S_2Sn_2 ó SSn .—Es sólido, pulverulento unas veces y de estructura laminosa otras; de color gris oscuro ó pardo; su carácter químico es electro-negativo (*súlfido*). Se prepara por vía seca calentando el estaño con azufre y por vía húmeda precipitando una sal estannosa por el ácido sulfhídrico.

591. Sulfuro estánnico (*bisulfuro de estaño, oro musivo*)— S_2Sn .—Sólido, cristaliza en láminas exagonales que se reúnen formando masas; su color es amarillo de oro y tiene brillo metálico, es blando y muy suave al tacto; no se disuelve en el agua; el calor le descompone al rojo en azufre y sulfuro estannoso. Es electro-negativo (*súlfido*) y forma con los sulfuros positivos, sulfosales (*sulfo-estannatos*), por lo que se le considera como el anhídrido del ácido *sulfo-estánnico*; estas sales son solubles y se descomponen por los ácidos, precipitándose el sulfuro estánnico. Se puede preparar por vía seca, sometiendo á la acción del calor en un crisol ó en una sublimatoria, una mezcla bien íntima de amalgama de estaño, cloruro amónico y flor de azufre; por vía húmeda, precipitando por el gas sulfhídrico una disolución de una sal estánnica.

Se emplea para el bronceado de estatuas y de adornos de yeso y para frotar las almohadillas de las máquinas eléctricas de disco.

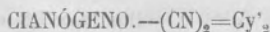
Se conocen además un *sexquisulfuro* de estaño (S_7Sn_2), un *biseleniuro* (Se_2Sn) y se sospecha que forme un *seleniuro estannoso* ($Se_2Sn_2 = SeSn$) y los telururos correspondientes.

Combinaciones de los metaloides tetradínamos con los tridínamos.

592. El carbono forma con el nitrógeno un compuesto muy importante, el *cianógeno*, cuyos derivados son numerosos é interesantes. Se acostumbra á estudiar este cuerpo y sus derivados en la Química orgánica, pero teniendo en cuenta las grandes analogías del cianógeno con los cuerpos halógenos, que el cianógeno y sus compuestos forman entre las sustancias orgánicas un grupo de cuerpos cuya colocación ofrece algunas dificultades y por último siendo interesante conocer algunos de los compuestos ciánicos, antes de hacer el estudio de

ciertos cuerpos inorgánicos, creemos conveniente colocarle en este sitio, que es el que le corresponde por su composición.

Además del cianógeno se conocen algunos compuestos del estaño con el fósforo, arsénico, antimonio y bismuto, cuyo estudio no ofrece grán interés.



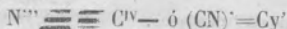
Peso molecular..... 52 (Cy₂)

593. HISTORIA.—Descubierto por Gay-Lussac en 1814; su descubrimiento tuvo grán importancia por haber sido el primer cuerpo en el que se observó que siendo compuesto, funciona como si fuera simple; el nombre de *cianógeno*, derivado del griego, significa *engendro azul*, porque en unión del hierro forma el azul de Prusia; también se le llama *nitruro de carbono*.

594. Estado en la naturaleza.—No existe en estado de libertad; se le encuentra en ciertos vegetales unido al hidrógeno, formando el ácido cianhídrico.

595. Propiedades físicas.—Es gaseoso, pero entre -25° y -30° ó á 4 atmósferas de presión se liquida y á $-34^{\circ},4$ se solidifica, dirigiendo una corriente de aire sobre el cianógeno líquido; no tiene color, huele como las almendras amargas y su sabor es acre; tiene por densidad 1,806 y referida al hidrógeno 26; en el estado líquido su densidad es 0,866; el agua disuelve próximamente cuatro veces su volumen de cianógeno y el alcohol hasta 25 volúmenes; por la acción continuada del calor puede transformarse en *paracianógeno*; esta transformación se produce sometiendo á 350° durante mucho tiempo en vasijas cerradas, y es comparable á la del fósforo ordinario en fósforo rojo; la luz no le altera; la electricidad le descompone.

596. Propiedades químicas.—Es de carácter electro-negativo y funciona en casi todas sus reacciones de una manera análoga á los halógenos cual si fuera cuerpo simple como estos; es un radical monodinamo, puesto que de la unión del carbono, tetradinamo, con el nitrógeno, tridinamo, resulta una molécula abierta cuya dinamicidad será igual á uno:



En efecto, en casi todas sus reacciones entra como tal radical monodinamo, en algunas sin embargo parece funcionar como si fuera tridinamo. Es combustible, arde con llama purpúrea (fig. 106) formándose anhídrido carbónico y el nitrógeno queda libre; por eso se entur-

bia el agua de barita cuando se la vierte en una probeta en que se haya hecho arder el cianógeno. Este cuerpo es muy venenoso.



Fig. 106.—Combustión del cianógeno.

Se combina directamente con el hidrógeno á la temperatura de 500° con mucha lentitud, desarrollándose 7,8 calorías; no se combina directamente con otros metales; forma sin embargo compuestos con el cloro, bromo, yodo, oxígeno y azufre. El agua que tiene en disolución gas cianógeno reacciona con este al poco tiempo, formándose primero oxamida y después oxalato amónico. Con el gas sulfhídrico forma dos combinaciones cristalizadas.

597. Obtención.—Este cuerpo se produce (1) siempre que se queman materias orgánicas nitrógenadas en presencia de sustancias alcalinas ó cuando se

hace pasar una corriente de aire sobre una mezcla de carbonato bórico y carbón á temperatura elevada.

Se obtiene en los laboratorios descomponiendo por la acción del calor el cianuro de mercurio en un matraz A (fig. 107); el cianógeno se desprende por el tubo B y se recoge en probetas C en la cuba hidrargiro-neumática.

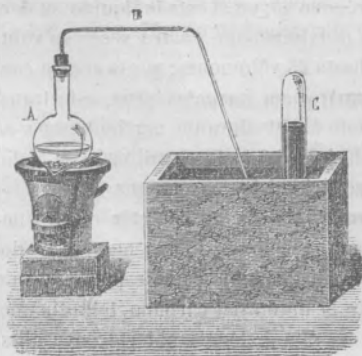
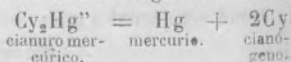


Fig. 107.—Preparación del cianógeno.



(1) La formación del cianógeno por la unión del carbono puro con el nitrógeno se verifica con absorción de calor (—37,3 calorías); para que se forme por la unión directa de sus componentes es necesario el concurso de una energía extraña, como por ejemplo una elevación de temperatura ó la presencia de un álcali ó carbonato alcalino.

En esta preparación siempre queda en el matraz un polvo de color pardo, que se considera como un isómero del cianógeno, resultado de la condensación de cierto número de moléculas de este cuerpo, que se llama *paracianógeno*. La cantidad de este que se produce es pequeña si se calienta rápidamente el matraz al rojo; es mucho mayor cuando la descomposición del cianuro mercúrico se verifica con lentitud á temperatura poco elevada.



Fig. 108.—Liquefacción del cianógeno.

Para liquidarle basta calentar dicho cianuro, ó el de plata, en el tubo de Faraday (fig. 108); en el extremo enfriado se condensa el cianógeno por la

presión que él mismo ejerce.

598. Análisis.—Introduciendo en un eudiómetro de mercurio 2 volúmenes de cianógeno y 4 de oxígeno y haciendo saltar una chispa eléctrica, el volumen no varía; si se introduce despues un poco de potasa, los 6 volúmenes se reducen á 2 que son de nitrógeno, porque se absorbe el anhídrido carbónico; pero los 4 de anhídrido carbónico contienen 2 de carbono, luego los dos de cianógeno estaban formados de 2 de carbono y 2 de nitrógeno y su fórmula será $C_2N_2 = Cy_2$ que corresponde á 2 volúmenes.

ACIDO CIANHÍDRICO.— CyH .

Peso molecular..... 27.

599. HISTORIA Y SINONIMIA.—Aunque se supone fué conocido desde muy antiguo, se puede considerar como su verdadero descubridor á Scheele que le obtuvo en 1782 del azul de Prusia, por lo que se le llamó *ácido prúsico*; su composición la determinó Berthollet en 1787 y Gay-Lussac le preparó por primera vez anhidro en 1811. Se le conoce con los nombres de *ácido hidrociánico* y *ciánido hídrico*.

600. Estado en la naturaleza.—Este cuerpo existe en las hojas de algunas plantas rosáceas (albérchigo, laurel cerezo, etc.) en las almendras amargas, en las semillas de las ciruelas y de las cerezas y en general en todas aquellas partes vegetales donde se pueda desarrollar la fermentación amigdalica, en virtud de la cual la amigdalina se desdobra en esencia de almendras amargas y ácido cianhídrico.

601. Propiedades físicas.—Es un líquido incoloro y transparente, de olor y sabor intenso á almendras amargas, cuando está diluido en agua, pues el del anhídrido no debe apreciarse por ser un veneno muy violento; su densidad es 0,706; se disuelve en el agua en todas proporciones, siendo también muy soluble en el alcohol; á -15° se solidifica, fenómeno que puede producirse soplando el extremo de un agitador de vidrio impregnado de ácido cianhídrico, que se cubre de cristales diminutos de este cuerpo; es muy volátil, á $26^{\circ},5$ hierve y la densidad de su vapor es 0,947 y respecto al hidrógeno 13,5; la luz y la electricidad le alteran.

602. Propiedades químicas.—Es un hidrácido energético; enrojece las tinturas azules vegetales y forma sales halógenas (cianuros) substituyendo su hidrógeno por los metales; arde con llama purpúrea.

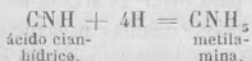
Es el veneno más violento que se conoce, bastando que caiga una gota de este cuerpo sobre un punto de la piel de una persona, en el que haya una pequeña rozadura ó sobre una mucosa, como la de la boca ó la del ojo, para que sea absorbido rápidamente y ocasione la muerte en pocos instantes (1); cuando cae una gota sobre un punto en que la piel esté íntegra tarda más en absorberse, pero inmediatamente produce una mancha azulada que persiste durante muchas semanas; también se produce rápidamente la muerte respirando sus vapores. Ante una rapidez tan grande en ocasionar sus efectos, puede decirse que no hay antidotos que sean eficaces; se indican sin embargo como tales, el agua de cloro y el amoníaco líquido, pero para el ácido prúsico anhídrido son ineficaces aunque se administren á seguida que aquel, como hemos tenido ocasión de observarlo.

El ácido cianhídrico es un cuerpo muy inestable; aunque se le conserve fuera de la acción de la luz que acelera su descomposición, comienza muy pronto á tomar un color parduzco, debido á una sustancia cuya naturaleza no se conoce, que se vá depositando sobre las paredes y el fondo de la vasija que le contiene y trascurridos algunos meses todo él se convierte en una masa negruzca y esponjosa; en esta descomposición se forman productos amoniacales.

El hidrógeno puede transformarle en metilamina, para lo cual no

(1) Hemos tenido ocasión de apreciar que una gota de este ácido anhídrido, puesta debajo de la lengua de un perro de mediana talla, produjo su muerte á los 42 segundos.

hay más que hacer actuar sobre él la amalgama de sodio en presencia del agua:

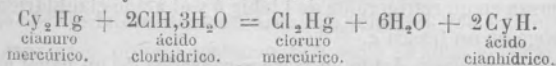


Los cuerpos halógenos se apoderan de su hidrógeno y forman además cloruro, bromuro ó yoduro de cianógeno; el oxígeno á temperatura elevada le quema, produciendo agua, anhídrido carbónico y nitrógeno: $2\text{CNH} + \text{O}_3 = \text{H}_2\text{O} + 2\text{CO}_2 + 2\text{N}$.

Los ácidos minerales, como el clorhídrico y el sulfúrico, mezclados con el cianhídrico retardan su descomposición; los hidrácidos pueden formar con él compuestos cristalizables; con el clorhídrico concentrado, produce cloruro amónico y ácido fórmico. Cuando se mezcla el ácido cianhídrico con agua hay contracción de volúmen porque se forma un trihidrato de dicho ácido; cuando el ácido cianhídrico está mezclado con cantidades indeterminadas de agua se le llama diluido ó acuoso; si contiene la cantidad que marcan las Farmacopeas recibe el nombre de *medicinal*.

603. Preparación.—Se han dado á conocer muchos procedimientos para preparar este cuerpo ya en el estado anhidro, ya diluido en agua: para una obra elemental basta dar á conocer los siguientes:

Tratando el cianuro mercúrico por el ácido clorhídrico se forma cloruro mercúrico y ácido cianhídrico:



La operación se practica en un matraz A (fig. 109) en el que se colocan el cianuro mercúrico y el ácido clorhídrico; calentados estos cuerpos desprenden ácido cianhídrico que en vapor, y mezclado con algo de ácido clorhídrico, marcha por el tubo horizontal BD, cuya primera sección contiene fragmentos de mármol, para saturar al ácido clorhídrico, y la segunda trozos de cloruro cálcico para desecar el ácido cianhídrico, que se condensa en un tubo en forma de U, cerrado por uno de sus extremos y rodeado de una mezcla frigorífica *e*; se recoge en un recipiente *f* con el que comunica el tubo en U, por medio de otro recto que arranca de su parte inferior. Es más conveniente valerse de un tubo en U en vez del horizontal BD, porque además de disminuir las dimensiones del aparato, permite que se pueda calentarle por medio de un baño de maría para impedir que se con-

dense en él el ácido cianhídrico. Esta operación debe practicarse en un sitio muy ventilado para evitar la acción nociva de los vapores de este cuerpo y deben tomarse cuantas precauciones sean necesarias para precaverse de una intoxicación; no debe perderse de vista que es uno de los cuerpos más peligrosos de manejar.

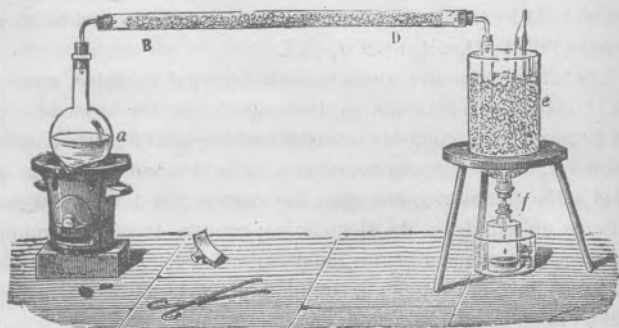


Fig. 109.—Preparación del ácido cianhídrico anhidro.

Puede prepararse el ácido cianhídrico diluido por la acción del ácido sulfúrico adicionado del doble de su peso de agua, sobre el ferrocianuro potásico; la mezcla del ferrocianuro pulverizado y del ácido sulfúrico se coloca en un matraz *a* (fig. 110); los vapores se condensan en un refrigerante de Liebig *b* y el ácido cianhídrico acuoso se recoge en un frasco *c*.

Se conserva este ácido en frascos rodeados de un papel azul para evitar la acción de la luz y también en tubos cerrados herméticamente por medio de la lámpara de esmaltar y sumergidos dentro de agua fría.

604. Análisis.—Se determina su composición por la análisis orgánica como se dirá en la Química orgánica.

605. APLICACIONES.—Apesar de ser tan venenoso se emplea como medicamento, diluido en bastante agua; el ácido cianhídrico medicinal de la Farmacopea española está constituido por 1 parte de dicho ácido anhidro y 8 $\frac{1}{2}$ partes de agua.

606. Cianuros —CyM'.—Son las sales halógenas resultantes de la sustitución del hidrógeno del ácido cianhídrico por los radicales metálicos simples ó compuestos; también resultan de la acción de dicho ácido sobre las bases. Pueden ser sencillos y dobles, recibiendo esta última denominación los que resultan de la unión de dos cianuros sencillos, de los que uno de ellos es ge-

heralmente un cianuro alcalino; entre los cianuros dobles hay unos en los que se pueden caracterizar bién los dos metales que les constituyen y otros en los que no es posible hacerlo con tanta facilidad y en los que parece que están ocultas las propiedades características de los cianuros que les forman; estos segundos se han denominado *cianuros compuestos* y se admite que están constituidos por ciertos radicales resultado de la unión de todo el cianógeno con el metal más electro-negativo de los dos que entran á formarles, como por ejemplo

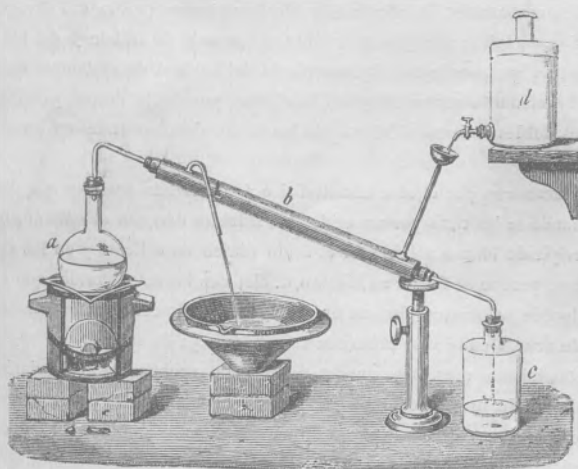
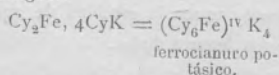


Fig. 110.—Preparación del ácido cianhídrico acuoso.

el que resulta de unir una molécula de cianuro ferroso con cuatro moléculas de cianuro potásico, en el que se admite existe un radical $((\text{Cy}_6\text{Fe})^{\text{IV}}=\text{Cfy})$ tetradínamo llamado *ferrocianógeno*:



Otras opiniones se han admitido y se admiten para explicar la constitución de los cianuros que demuestran no está bién conocida.

Los cianuros alcalinos son muy solubles en el agua y delicuescentes, los alcalino-térreos y el de mercurio poco solubles, los demás son insolubles; sus disoluciones acuosas se alteran muy pronto; el calor les descompone, escepto á los alcalinos, en cianógeno y metal ó en nitrógeno y carburo metálico. El oxígeno y los cuerpos oxidantes les transforman á temperaturas más ó menos elevadas en cianatos; el azufre les convierte en sulfocianuros (sulfocianatos); los

alcalinos, alcalino-térreos y algunos metálicos, como el de zinc, el de plomo, etc., son descompuestos por los ácidos débiles; otros, como el de mercurio y el de plata, se descomponen por los hidrácidos enérgicos, pero con dificultad por los oxácidos, y otros, como los de hierro, cobalto, oro, etc., resisten á la acción de los ácidos más concentrados y á temperatura elevada.

Se preparan los cianuros, combinando directamente el cianógeno con el metal; por la acción del ácido cianhídrico sobre los metales, los óxidos, los hidratos ó los carbonatos; los alcalinos y alcalino-térreos, por la del nitrógeno, ó sustancias orgánicas nitrogenadas, sobre una mezcla de carbón y del hidrato ó carbonato correspondiente; algunos por la del calor ó de sustancias oxidantes sobre los cianuros compuestos; los insolubles por doble descomposición. Los cianuros dobles se forman disolviendo los de los demás metales en los cianuros alcalinos.

Se reconocen por el olor característico á almendras amargas que desprenden cuando se les trata por un ácido; los solubles dán con el *nitrato argéntico* un precipitado blanco soluble en el ácido nítrico en caliente y en los cianuros alcalinos, porque se forma un cianuro doble; con las *sales ferrosas* que contengan algo de sal férrica, forman un precipitado azul; con el *ácido pícrico* en disolución acuosa dán los solubles una coloración roja de sangre.

Estas mismas reacciones pueden servir para reconocer el ácido cianhídrico, neutralizándole préviamente por la potasa y además se le puede caracterizar porque con el *sulfhidrato amónico* forma sulfocianuro amónico, el que con una sal férrica produce una coloración roja intensa.

Schoenbein ha descubierto una reacción muy sensible del ácido cianhídrico que consiste en someter á los vapores de este ácido un papel impregnado primero de una tintura alcohólica de guayaco (1) y después de una disolución muy diluida de sulfato de cobre; toma con el ácido cianhídrico una coloración azul verdosa, por insignificante que sea la cantidad de aquel; la gran sensibilidad de esta reacción puede dar lugar á dudas.

Algunos cianuros se emplean en los laboratorios como reactivos y como reductores; otros tienen aplicaciones en Medicina, en la industria y en las artes.

(1) Esta tintura se prepara disolviendo 3 partes de resina de guayaco, tomadas en lo posible del centro de los trozos de dicha resina, en 100 partes de alcohol ordinario rectificado; debe conservarse en frascos oscuros libránolos de la acción de la luz. La disolución de sulfato cúprico se hace con 20 centigramos de esta sal y 100 gramos de agua. En la tintura de guayaco se impregnan tiras de papel de filtro, se desecan en la oscuridad y se conservan en sitios oscuros; en el acto de usarlas se las humedece en la disolución de sulfato cúprico.

Combinaciones del cianógeno con los cuerpos halógenos.

607. Cloruros de cianógeno — El cianógeno forma dos compuestos con el cloro; uno *líquido* (ClCy), que es incoloro, de olor muy penetrante que produce lagrimeo, soluble en el agua, en el alcohol y en el éter; á -5° se solidifica en cristales blancos y á $+15^\circ,5$ hierve; es muy venenoso y se altera con facilidad aunque se le conserve en un tubo cerrado á la lámpara, sobre todo sinó está puro; el cloro le convierte en cloruro sólido y el amoniaco en cianamida (NH_2Cy). Se prepara por la acción del cloro sobre el cianuro mercurio ó sobre el ácido cianhídrico. El otro cloruro de cianógeno (Cl_2Cy_2) es *sólido*, cristaliza en láminas ó en agujas de color blanco amarillento, su olor es irritante y recuerda el de los ratones; muy poco soluble en el agua pero muy soluble en el alcohol; su densidad 4,3; á 140° se funde y á 190° hierve; es muy venenoso y el agua hirviendo le descompone en ácido clorhídrico y ácido cianúrico. Se prepara por la acción de los rayos solares sobre una mezcla de vapor de ácido cianhídrico y gás cloro en esceso.

608. Bromuro de cianógeno. — BrCy . — Sólido, cristaliza en cubos, se funde á $+4^\circ$; se volatiliza á $+15^\circ$ y hierve á 40° ; el calor le descompone, suponiendo algunos que le transforma en un bromuro (Br_2Cy_2), sólido, amorfo, que no se funde hasta 300° . Se prepara por la acción del bromo sobre el cianuro mercurio.

609. Yoduro decianógeno. — ICy — Sólido, cristaliza en agujas blancas de aspecto sedoso, su olor es irritante, soluble en el éter; es muy volátil, bastando el calor de la mano para sublimarle; á 45° destila y es muy venenoso. Se prepara calentando una mezcla de yodo y cianuro mercurio, en una sublimatoria ó en un frasco de vidrio colocados en baño de arena.

Combinaciones del cianógeno con los cuerpos anfígenos.

610. No se conoce ningún compuesto de cianógeno y oxígeno, pero existen combinaciones de cianógeno, oxígeno é hidrógeno, que son los ácidos *ciánico* (CyOH) y *cianúrico* ($\text{Cy}_3\text{O}_3\text{H}_3$) cuyos anhídridos, desconocidos, estarían formados por cianógeno y oxígeno. Estos ácidos son isómeros (1).

611. Ácido ciánico. — CyOH . — Este cuerpo, estudiado por Wöhler (1822) solo puede tenerse por debajo de 0° ; es líquido, muy movable, incoloro, de olor penetrante que escita el lagrimeo; á pocos grados sobre 0° se altera produciendo pequeñas explosiones y trans-

(1) Según Poensgen existe otro ácido, que denominó *diciánico* ($\text{Cy}_2\text{O}_2\text{H}_2$) que se forma por la acción del anhídrido nítrico sobre la cianurea, produciéndose un cuerpo sólido cristalizado en primas voluminosos, incoloro ó amarillento, poco soluble en agua fría y más en la caliente; el calor le transforma en ácido ciánico. Hallwachs ha demostrado que el supuesto ácido diciánico de Poensgen es idéntico al ácido cianúrico.

formándose en *ciamelida* ó ácido cianúrico insoluble; es monobásico y con el amoniaco da un cianato isómero de la urea; se prepara destilando el ácido cianúrico (*triciánico*); se produce al mismo tiempo *ciamelida*.

612. Cianatos.— CyOM' .—Son sales poco conocidas la mayor parte de ellas, por ser muy inestables; son solubles los alcalinos é insolubles los demás. Se producen por la acción de los oxidantes sobre algunos cianuros.

613. Ácido cianúrico.—(*ácido triciánico*).— $\text{Cy}_3\text{O}_3\text{H}_3$.—Es también sólido, se presenta en cristales pequeños, incoloros, poco solubles en agua fría; algo volátil y el calor le altera transformándole en ácido ciánico. Es tribásico y da *cianuratos* ($\text{Cy}_3\text{O}_3\text{M}'_3$) que son sales muy poco importantes. Se prepara por la acción del calor sobre la urea.

614. Sulfuro de cianógeno.— SCy_2 .—Se le considera como un radical compuesto análogo al cianógeno (*sulfocianógeno*) susceptible de formar sus derivados respectivos. Es sólido, cristalino, de aspecto nacarado, se disuelve poco en el agua, más en el alcohol; á 30° se volatiliza, á 60° se funde; es de caracter electro-negativo y puede originar el *ácido sulfociánico* (*sulfocianhídrico*) por lo cual recibe el nombre de *anhidrido sulfociánico*. Se prepara por la acción del cloro sobre el sulfocianato (*sulfocianuro*) polásico ó por el yoduro de cianógeno y el sulfocianato (*sulfocianuro*) de plata.

615. Ácido sulfociánico.—(*ácido sulfocianhídrico*).— CySH .—Este cuerpo tiene la misma composición que el ácido ciánico; se diferencian únicamente en que el oxígeno de éste ha sido reemplazado por el azufre. Se sospechó su existencia en los últimos años del siglo pasado; fué aislado por primera vez por Porret en 1808 que le denominó *ácido chiázico sulfurado*.

Es líquido incoloro, olor que recuerda el del ácido acético, sabor cáustico, se solidifica á -12° y hierve á $+85^\circ$; en contacto del aire se altera rápidamente; los ácidos diluidos le alteran también; es monobásico y origina los sulfocianatos (*sulfocianuros*) (CySM'). Se prepara por la acción del ácido sulfhídrico sobre el sulfocianato de plomo.

Se conocen los derivados del compuesto correspondiente de selenio, que es el *ácido selenio-ciánico* ó *ácido selenio-cianhídrico* (CySeH). Este cuerpo no ha sido aislado aún de los *seleniocianatos* ó *seleniocianuros* (CySeM').

616. Sulfocianatos ó sulfocianuros.— CySM' .—Se les conoció con el nombre de *rhodanuros*. Algunos existen en la naturaleza como los de potasio y de sodio, que se encuentran en la saliva del hombre, del caballo, del perro y del camero. Los alcalinos son solubles, los demás son insolubles ó poco solubles. Se preparan por la acción del calor sobre una mezcla de azufre y de un cianuro y los insolubles por doble descomposición.

Algunos sulfocianuros se emplean como reactivos, como se verá al estudiarlos particularmente.

METALES.

Generalidades.

617. HISTORIA.--Si se hubiera de exponer cuanto se refiere á la historia del conocimiento de los metales se necesitarían muchas páginas; para nuestro objeto basta consignar que algunos como el oro, la plata, el cobre, el plomo y algun otro, se conocieron y aplicaron desde tiempos muy antiguos; posteriormente aumentó el número de los metales conocidos con el descubrimiento del zinc, del níquel, del cobalto, del antimonio, etc., á lo cual contribuyó el haberse perfeccionado los procedimientos empleados para extraerles; desde el último tercio del siglo pasado hasta hoy, se han descubierto muchos y en los últimos años ha aumentado bastante el catálogo de estos, como ya se ha indicado (**83**).

618. Estado natural.—Algunos se encuentran libres (*nativos*) como por ejemplo la plata, el cobre, el mercurio, el hierro en pequeña cantidad, etc.; por regla general se les encuentra formando combinaciones binarias, ternarias, etc., con los metaloides y alguna vez con los metales, así es que son muy abundantes los óxidos metálicos, los sulfuros, los cloruros, y existen además en la naturaleza, bromuros, yoduros, fluoruros, arseniuros y sulfo-arseniuros metálicos y aunque bastante raros, seleniuros y telururos; muy abundantes son también las sales metálicas, como los carbonatos, silicatos, sulfatos, nitratos, fosfatos, etc., y hay minerales formados por sales dobles, como los alumbres y los silicatos dobles. En el reino orgánico se encuentran algunos metales, ya formando sales, ya moléculas orgánicas.

619. Propiedades físicas.—ESTADO FÍSICO.—Todos los metales tienen el estado sólido á la temperatura ordinaria, escepto el mercurio que es líquido y quizás el cesio; muchos de ellos pueden cristalizar y lo hacen generalmente en el sistema cúbico; presentan un brillo especial, llamado metálico, en masa y bruñidos, pues cuando están re-

ducidos á polvo le pierden casi por completo y algunos completamente.

COLOR, OLOR, SABOR.—Su color es variable; el más frecuente es el gris más ó menos azulado; algunos tienen colores característicos, como el cobre que es rojo, la plata blanca con viso amarillento, el zinc blanco azulado, el estroncio amarillento, el oro amarillo. Haciendo que un haz de rayos luminosos se refleje varias veces sobre un mismo metal se modifica bastante su color, viéndose entonces que la plata es amarilla, el cobre rojo escarlata, el zinc azul indigo, el hierro violado, etc. En general son inodoros; algunos despiden un olor particular cuando se les frota con la mano. Tienen también un sabor más ó menos estíptico y desagradable.

DENSIDAD.—Su densidad es muy variable; son más densos que el agua, hecha excepción del litio, que es el menos denso de todos, del potasio y del sodio; sus densidades están comprendidas entre la del litio, 0,59 y la del platino, que cuando está forjado, es 21,5.

ESTRUCTURA, DUREZA.—La estructura de los metales puede ser compacta, fibrosa, cristalina ó laminosa y por consiguiente su fractura será lisa, fibrosa, cristalina ó laminosa; estas cualidades varían por algunas causas como los choques, las vibraciones, etc. También es muy variable su dureza y los hay desde los que rayan el vidrio, como el cromo y el manganeso, hasta el potasio y el sodio que pueden aplastarse entre los dedos como la cera, y el mercurio que es líquido.

TENACIDAD, DUCTILIDAD, MALEABILIDAD.—Son propiedades físicas notables de los metales la tenacidad, ductilidad y maleabilidad; unos son muy tenaces, es decir, oponen gran resistencia á dejarse romper, como el cobalto, el níquel y el hierro y otros muy poco, como el plomo. Los hay muy dúctiles, como la plata y el platino, que se dejan estirar en alambres sumamente delgados, hasta el punto de que se pueden hacer hilos de platino que es necesario mirarlos con una lente para poder verlos bien; algunos se dejan estender en láminas muy delgadas por medio del martillo ó de los cilindros laminadores; el oro es el cuerpo mas maleable que se conoce; comparten con él esta cualidad, la plata, el aluminio y el cobre. Para que algunos puedan estirarse en hilos ó estenderse en láminas es necesario de cuando en cuando someterles á la temperatura del rojo y dejarles enfriar lentamente (*recocido*), porque sinó, se hacen frágiles y no es posible seguir trabajándoles.

CONDUCTIBILIDAD PARA EL CALOR.—Los metales son buenos conduc-

tores del calor, pero unos le conducen mejor que otros, y esta propiedad es interesante por las aplicaciones industriales que de ellos se hacen; segun una tabla formada por Wiedemann y Franz, la conductibilidad mayor la presentan la plata y el cobre; en cambio el plomo es poco conductor del calor.

FUSIÓN.—Por la acción del calor pueden fundirse todos ellos; el ósmio se volatiliza sin fundirse. La temperatura á que se funden es muy diversa; alguno como el mercurio lo hace á -39° ; otros, como es rubidio, el potasio, el sodio y el galio, se funden por debajo de 100° ; el plomo, el cadmio, el zinc y otros lo hacen por debajo de 1000° ; en cambio la plata, el cobre, el hierro, el níquel, etc., exigen mayor temperatura y el iridio no se funde hasta 2800° . Algunos metales que no se habria conseguido fundirles en los hornos ordinarios, se les ha fundido por medio de la llama de la luz oxhídrica.

VOLATILIZACIÓN.—No se conoce ningun metal que sea fijo á la acción del calor; el mercurio emite vapores á la temperatura ordinaria y hierve á 360° ; otros hierven y se volatilizan á temperaturas más ó menos elevadas de tal manera que es posible destilarlos, y aun los considerados como más fijos, por ejemplo, el platino, se les puede volatilizar, ya empleando corrientes eléctricas muy intensas, ya la llama de la luz oxhídrica. Los vapores que producen al volatilizarse son, por regla general, incoloros; algunos dan vapores coloreados.

OPACIDAD.—Los metales no dan paso á la luz, son opacos; cuando están fundidos algunos se hacen traslúcidos y otros reducidos á láminas muy delgadas dejan pasar rayos luminosos; los panes de oro dejan pasar rayos verdes; la plata y el hierro cuando se depositan sobre una lámina de vidrio, por la reducción de algunos de sus compuestos, forman capas tan delgadas que dan paso á la luz.

CONDUCTIBILIDAD ELÉCTRICA.—Son también buenos conductores de la electricidad, pero la conducen unos mejor que otros; la plata y el cobre figuran al frente de los que la conducen mejor y en cambio el plomo, el platino y el mercurio la conducen mal, relativamente.

Algunos metales como el hierro, el manganeso, el níquel y el cromo, poseen la propiedad de imantarse, cuando se les coloca en las condiciones que la Física enseña, bajo la influencia de un imán natural ó artificial ó de una corriente eléctrica.

El cuadro siguiente dá una idea general de las principales propiedades físicas de los metales:

620. Propiedades químicas.—*Carácter químico.*—Los metales son cuerpos electro-positivos relativamente á los metaloides, pero dentro de este carácter químico, unos son muy electro-positivos, como los que figuran los últimos en la série electro-química (37) y otros más electro-negativos, como los que están inmediatos á los metaloides, algunos de los cuales se han estudiado al lado de estos.

Hay metales que pueden arder con llama muy brillante y á veces característica; esta propiedad es muy notable en algunos que son volátiles, como el zinc y el magnesio; el color de su llama le comunican generalmente á otras con las que se les pone en contacto; también dan una coloración particular á la chispa eléctrica.

Las acciones que sobre los metales ejercen los cuerpos simples y compuestos estudiados anteriormente, son muy interesantes.

621. Acción de los cuerpos simples sobre los metales.—*Acción del hidrógeno.*—El hidrógeno se combina con algunos formando *hidruros metálicos*, como el de cobre, el de potasio, el de sodio etc.; estos compuestos que ofrecen escaso interés, son parecidos á las aleaciones, lo que está de acuerdo con la semejanza que el hidrógeno tiene con los elementos metálicos (123).

Acción de los cuerpos halógenos. Los cuerpos halógenos tienen mucha afinidad para los metales combinándose directamente con casi todos, á veces produciéndose combustiones, como el cobre (133) y con los que no, lo hacen indirectamente formando *cloruros* (161) *bromuros* (166) *yoduros* (171) y *fluoruros* (178) cuyos caracteres generales se han expuesto ya.

Acción del oxígeno. Es muy diferente según que actúe sobre los metales á la temperatura ordinaria ó á una temperatura elevada, que esté seco ó húmedo, que sea puro ó que le acompañen otros cuerpos como sucede, por ejemplo, con el oxígeno del aire.

El rubidio y el potasio son los únicos metales que á la temperatura ordinaria se oxidan en atmósferas de oxígeno ó de aire secos; los demás necesitan para combinarse con el oxígeno puro ó el del aire que la temperatura sea más ó menos elevada, como por ejemplo el mercurio que no se oxida sino entre 300° y 400° y el cobre que lo hace al rojo sombra. Influye notablemente para que se efectúen estas oxidaciones el estado de división en que esté el metal; así por ejemplo el cobre que no arde en el oxígeno aún á temperatura elevada cuando está en masa, lo hace cuando se pone en presencia de este el pol-

vo que resulta de la reducción del óxido cúprico por el hidrógeno; otro tanto sucede con el hierro que para arder en una atmósfera de oxígeno puro una espiral hecha con una lámina ó con un alambre delgado de dicho metal (fig. 111) es necesario poner al rojo el extremo



Fig. 111.—Combustión del hierro en el oxígeno.

de aquella, mientras que el polvo procedente de la reducción del óxido férrico, es pirofórico, es decir, arde cuando se le vierte en el aire ó en el oxígeno á la temperatura ordinaria. Hay metales, como la plata, el oro y el platino que no se oxidan directamente á ninguna temperatura.

El oxígeno húmedo oxida rápidamente á los metales alcalinos y alcalino-térreos; otros se oxidan también en contacto con aquel, si hay en su presencia un ácido débil ó muy diluido en agua como sucede en el aire húmedo, en el que la oxidación de algunos metales se facilita por el ácido carbónico que contiene; la presencia de algunas sales favorece también esta oxidación y la de sustancias alcalinas la evita, porque absorben el anhídrido carbónico.

Conocido lo anterior es fácil explicar la alteración que experimentan algunos metales cuando están expuestos á la acción del aire húmedo, como por ejemplo el hierro que se transforma completamente en óxido férrico hidratado; en un principio la oxidación de este metal es muy lenta y se debe al oxígeno disuelto en el agua, que en presencia del ácido carbónico, se une al hierro formándose carbonato ferroso, cuerpo que se transforma en óxido férrico hidratado (orín ó herrumbre) desprendiéndose anhídrido carbónico. Una vez formada una pequeña porción de dicho cuerpo la oxidación avanza con rapidez debido á que entre el óxido formado y el metal se establece una especie de par voltáico que produce la descomposición del agua dirigiéndose su oxígeno al hierro con el que se combina, y el hidrógeno una parte se desprende en estado de libertad y otra se une al nitrógeno disuelto en el agua para formar amoniaco, cuerpo cuya presencia es fácil demostrar en el orín del hierro.

Los metales que por la acción del aire húmedo forman un óxido ó un hidrocarbonato que no sea poroso, como les sucede al zinc y al plomo, dicho compuesto cubre perfectamente la superficie del metal y evita que continúe oxidándose.

Para preservar de la oxidación los metales que como el hierro han de estar continuamente expuestos al aire húmedo se les cubre de una sustancia que evite su contacto con aquel; esta sustancia puede ser una grasa, una capa más ó menos espesa de un barniz, un esmalte (utensilios de cocina de hierro esmaltado) ú otro metal, como el zinc (hierro galvanizado), el estaño (hierro estañado), el níquel (hierro níquelado) el cobre etc.

El resultado de estas acciones es la formación de los *óxidos é hidratos metálicos*, cuyas propiedades se expondrán más adelante.

Acción del azufre. De una manera análoga obra el azufre; cuando está seco y á la temperatura ordinaria no se combina con ninguno, pero si con casi todos ellos á temperaturas más ó menos elevadas, produciendo en muchos casos combustiones muy intensas y en algunos explosiones violentas; el zinc, el aluminio, el platino y sus análogos, resisten á la acción directa del azufre. En presencia del agua este cuerpo se combina con muchos metales á la temperatura ordinaria, con notable desarrollo de calor. En uno y otro caso se forman los *sulfuros ó los sulfhidratos metálicos*, cuyos caracteres generales se dieron ya á conocer (238).

La acción del selenio y del telurio es análoga á la del azufre y no tiene mucha importancia.

Acción de otros metaloides. Los demás metaloides ó no ejercen acción directa sobre los metales ó si la ejercen es poco interesante; los compuestos binarios resultantes de su combinación tampoco tienen interés; únicamente entre los fosfuros y arseniuros hay alguno que se menciona al estudiar los compuestos metálicos en particular.

Acción de los metales. Los metales se combinan unos con otros, á veces con gran desarrollo de calor, para formar el grupo de cuerpos llamados *aleaciones*, cuyos caracteres generales se expondrán más adelante.

622. Acción de los cuerpos compuestos sobre los metales.—*Acción de los ácidos.*—Los ácidos actúan sobre ellos de diferente manera según que sean hidrácidos ú oxácidos y también según la temperatura á que se les hace reaccionar.

Los *hidrácidos* atacan á casi todos los metales á la temperatura ordinaria ó poco superior á esta, formando la sal halógena correspondiente y desprendiendo hidrógeno; cuando la sal resultante es insoluble cubre al metal no atacado aún é impide que el ácido continúe obrando

sobre él; algunos metales, como el oro, el platino, el iridio, etc., no son atacados por los hidrácidos.

Los *oxácidos* actúan de muy diferente manera según sean enérgicos ó débiles, estén diluidos ó concentrados y á la temperatura ordinaria ó á temperaturas elevadas; la acción de algunos de ellos es necesario estudiarla en particular.

Los oxácidos débiles no atacan sinó á los metales alcalinos y á los alcalino-térreos y si alguna vez actúan sobre los demás, es con mucha lentitud y favorecida su acción por la presencia de otros cuerpos, como el oxígeno. En cambio los enérgicos concentrados é interviniendo el calor, disuelven á casi todos los metales, verificándose á veces reacciones muy intensas; pero si están diluidos varia la manera de actuar, produciéndose la descomposición del agua con desprendimiento de su hidrógeno. Ejemplo notable de estas diversas acciones se tiene en las que el ácido sulfúrico ejerce sobre los metales; concentrado y en caliente forma un sulfato desprendiendo gás sulfuroso (280); diluido y á la temperatura ordinaria, forma con los metales de la 3.^a sección (clasificación de Thenard modificada), el sulfato correspondiente, desprendiéndose hidrógeno, hecho que se utiliza como se ha visto (124) para la obtención de este gás, por medio del zinc y del ácido sulfúrico diluido en agua.

La acción del ácido nítrico sobre los metales varia bastante según la concentración del ácido, la naturaleza del metal y la del compuesto resultante; esta acción puede reducirse á los cinco casos siguientes: 1.^o formación de un nitrato metálico con desprendimientos de óxido nítrico, que en contacto del oxígeno del aire forma vapores nitrosos; tal sucede cuando ataca al cobre, al mercurio, á la plata etc.; con los metales alcalinos forma nitratos pero se desprende nitrógeno: 2.^o formación de óxidos insolubles de carácter ácido que no se combinan con el ácido nítrico, con desprendimiento de vapores nitrosos: 3.^o si el ácido está muy diluido ataca y disuelve á algunos metales como por ejemplo, el zinc y el estaño, desprendiéndose hidrógeno que reacciona sobre el ácido nítrico originando nitrato amónico y á veces algo de hidroxilamina (377): 4.^o algún metal, como el hierro no solo no es atacado por el ácido nítrico fumante sino que adquiere un estado particular que se caracteriza porque pierde la propiedad de ser atacado por el ácido nítrico diluido, estado que cesa en cuanto se le toca con una barra de cobre; este estado del hierro recibe el nombre de

hierro pasivo del cual se han dado varias explicaciones (1): 5° hay metales, como el oro, el platino y otros inatacables por el ácido nítrico.

Algunos metales no son atacados por los oxácidos, aun los más enérgicos, como no lo son por los hidrácidos, siendo necesario emplear el agua regia para disolverles, transformándoles en cloruros.

ACCIÓN DEL AGUA SOBRE LOS METALES.—Es tan interesante, que sirvió para establecer algunos grupos en la clasificación que de estos cuerpos hizo Thenard (110); unos la descomponen á la temperatura ordinaria, otros á temperaturas algo superiores á esta, y otros en fin, no lo hacen sino á temperaturas muy elevadas; en todos estos casos queda libre el hidrógeno y se forma según la naturaleza del metal y la temperatura, un hidrato ó un óxido metálico.

Los demás compuestos que forman los metaloides ó no actúan sobre los metales ó ejercen acciones que no son muy interesantes, algunas de las cuales pueden preverse atendiendo á las propiedades de dichos cuerpos.

623. Extracción de los metales.—Todo lo que concierne á los procedimientos que se emplean para extraer los metales, sobre todo los más usados, ha llegado á constituir un tratado especial que ha recibido el nombre de *Metallurgia*.

Las operaciones metalúrgicas se dividen en dos clases; unas mecánicas que tienen por objeto preparar mecánicamente los minerales, separándoles más ó menos completamente de las sustancias extrañas (gangas) que les acompañan y que dificultarian, y aún á veces harían imposible su explotación, y otras, llamadas químicas, por medio de las cuales se extrae el metal del mineral previamente preparado.

A las operaciones mecánicas corresponden el escogimiento ó apartado á mano por medio del cual se clasifica el mineral en tres partes constituidas, una por el mineral mas puro, es decir, casi exento de ganga otra por mineral menos puro y la última formada casi exclusivamente por ganga, que se desecha; la primera puede ser sometida desde luego á las operaciones químicas necesarias para extraer el metal; la segunda se la somete á una trituration entre unos cilindros acanalados para después someterla á un nuevo apartado en otras tres clases y por último el mineral resultante de la segunda clase de este nuevo apartado se le pulveriza en máquinas apropiadas y el polvo resultante se le somete á un lavado mecánico para hacer una nueva separación entre el mineral puro y la ganga, en virtud de su distinta densidad.

(1) Según Varenne parece que la pasividad del hierro es debida á la formación sobre la superficie del metal de una capa de burbujas gaseosas de óxido nítrico, muy adheridas á dicha superficie.

A las operaciones químicas de la metalurgia corresponden la tostación y calcinación á que es necesario someter ciertos minerales para transformar los sulfuros, arseniuros, sulfoarseniuros, etc., en óxidos ó sulfatos metálicos, que después han de reducirse por el carbón, el óxido de carbono ó por otros metales, como se verá al estudiar particularmente estos cuerpos.

624. APLICACIONES.—Los metales se utilizan algunas veces por sus propiedades químicas, pero casi siempre por las físicas, ya solos, ya aleados con otros; sus aplicaciones son muy numerosas, puesto que se emplean para la construcción de multitud de objetos, desde los que se usan en la satisfacción de las primeras necesidades de la vida, hasta los que exigen las industrias más complicadas. El estudio de estas aplicaciones corresponde á los tratados de Química industrial, por más que al hacer el de cada metal en particular, se indicarán algunas de ellas.

ALEACIONES.

625. Constitución de las aleaciones.—Ya se ha dicho (99) que se dá el nombre de *aleaciones* á los cuerpos resultantes de la unión de dos ó más metales y que si uno de estos es el mercurio se llaman *amalgamas*.

Aunque pueden formarse con cantidades variables de unos mismos metales, por lo cual pudiera creerse que son mezclas y no combinaciones, como al unirse sus componentes tienen lugar los fenómenos que caracterizan á las combinaciones químicas, es decir, desarrollo de calor (el mercurio al unirse al potasio puede desarrollar 34,2 calorías) y de electricidad y aún algunas veces de luz, y como los compuestos resultantes de la combinación de los metales pueden cristalizar teniendo sus cristales una forma y una composición constantes, no puede quedar duda alguna de que las aleaciones son compuestos definidos disueltos en el exceso del metal que entra en ellas en mayor proporción y no ha encontrado cantidad suficiente de los demás para combinarse.

Es cierto que en muchas ocasiones no se observan los fenómenos caloríficos al formarse las aleaciones, pero es debido ya á la gran conductibilidad de los metales para el calor, ya á las absorciones de este que ocasionan los cambios de estado de algunos de los metales.

626. Propiedades físicas.—Son casi todas sólidas á la temperatura ordinaria; alguna hay líquida como la de potasio y sódio,

cristalizan generalmente en el sistema cúbico, su color es agrisado con brillo metálico á no ser que éntre en ellas, en cantidad suficiente, uno de los metales que tienen colores característicos, como el cobre que dá aleaciones amarillas, á veces rojizas, el oro, que también las forma amarillas, etc.; su densidad suele ser diferente de la que correspondería á la mezcla de los metales que las forman, lo cual indica que unas veces al unirse aquellos hay contracción y otras aumento de volumen; (1) se disuelven en los metales fundidos y al enfriarse cristalizan; su dureza, tenacidad, ductilidad y maleabilidad, difieren algo de las que corresponden á los metales que las constituyen, siendo por regla general menores que las de estos; algunas, sin embargo, hacen escepción; es también diferente su fragilidad, metales que no son frágiles como el cobre y el estaño, forman, cuando se les une en determinadas proporciones, una aleación tan frágil que se la puede pulverizar.

627. Acción del calor.—Sometidas á la acción del calor las aleaciones que contienen algún metal volátil, este se volatiliza y por consiguiente la aleación se descompone; esto es lo que sucede con las del zinc y sobre todo con las amalgamas.

Son siempre más fusibles que el metal menos fusible de los que las forman y algunas lo son mas que todos los metales que contienen, existen aleaciones, como la de Wood formada de bismuto, estaño; cadmio y plomo, que se funde entre 66° y 71° y la de Arcet, constituida por bismuto, estaño y plomo, fusible á 94°,5. Ya se ha dicho que las hay que son líquidas á la temperatura ordinaria.

LICUACIÓN.—Calentadas algunas aleaciones experimentan el fenómeno de la *licuación*, debido á que se combinan los metales que las forman en proporciones tales que resulta un compuesto fusible á la temperatura á que aquellas se encuentran sometidas; separando este compuesto, queda una materia menos fusible con numerosas oquedades y aberturas. Por medio de un termómetro pueden apreciarse bien los cambios de temperatura en el fenómeno de la licuación.

(1) La fórmula general para hallar la densidad de una aleación binaria es:

$$E = \frac{Dd(P+p)}{Pd + Dp.}$$

en la que E representa la densidad de la aleación, D y d las de los dos metales que la forman y P p los pesos de los mismos.

También sucede que al fundirse las aleaciones constituidas por metales cuyas densidades son muy diferentes, la parte inferior es más rica en el metal mas denso y la superior en el menos denso. Todos estos hechos hay que tenerlos muy presentes al fabricar los cañones y otros objetos hechos con aleaciones metálicas.

628. Propiedades químicas.—Son análogas á las de los metales que las constituyen; algunas veces sin embargo aquellas se modifican. Por regla general, las aleaciones son menos oxidables que los metales que las forman, como sucede con la de aluminio y hierro, que es tan inoxidable como el aluminio; pero si de la oxidación de aquellos pueden resultar dos óxidos, uno ácido y otro básico, la aleación se oxida rápidamente y hasta puede entrar en combustión, como sucede con la de antimonio y potasio.

Algunos metales que no son atacados por ciertos ácidos pueden disolverse en estos cuando están aleados con otros que tienen la propiedad de dejarse atacar fácilmente por aquellos ácidos, como sucede con el platino unido con la plata (41).

Ciertas aleaciones, como la de Cooke (antimoniuro de zinc, Sb_2Zn_3) poseen la propiedad de descomponer el agua á la temperatura de la ebullición de esta, propiedad de que carecen los metales que entran en ellas.

629. Preparación.—Se preparan las aleaciones fundiendo en un crisol los metales que las han de formar, tomando las precauciones convenientes, como por ejemplo, la de no agregar los que sean volátiles hasta que no estén fundidos los demás, la de cubrir la masa con polvo de carbón cuando hay metales muy oxidables, para evitar el contacto del aire, etc. Las amalgamas se forman tratando el metal por un exceso de mercurio á la temperatura ordinaria ó poco superior á esta; comprimiendo dentro de una gamuza la masa, se separa el exceso de mercurio (1).

630. APLICACIONES.—Los metales se emplean más en forma de aleaciones que en estado de libertad, porque estas tienen propiedades de que carecen aquellos; así por ejemplo la plata pura es blanda y se la dá dureza uniéndola al

(1) M. W. Spring ha demostrado que sometiendo á una fuerte compresión (7500 atmósferas) una mezcla de varios metales en polvo fino se obtienen masas ó bloques homogéneos que tienen todos los caracteres de las aleaciones que se podrían obtener con dichos metales por medio de la fusión. Por este procedimiento ha logrado producir la aleación fusible de Wood.

cobre, sin que pierda las propiedades que la hacen tan estimable para ciertos usos; algunas adquieren por el temple una sonoridad de que carecen los metales que las forman, etc.

En el siguiente cuadro se consignan las aleaciones más importantes por sus usos ó por sus propiedades.

Composición de las aleaciones más usadas.

Aleación para la moneda} Oro	90	Estaño	100
da de oro. } Cobre	10	Antimonio	8
Moneda de plata, de 5 pesetas. }	Plata 90	Cobre	4
. }	Cobre 10	Bismuto	1
Moneda de plata, menor de 5 pesetas. }	Plata 83,5	Vajillas y espitas de estaño. }	Estaño 92
. }	Cobre 16,5	 }	Plomo 8
Moneda de bronce (calderilla). }	Cobre 95	Medidas para líquidos. }	Estaño 82
. }	Estaño 4	 }	Plomo 18
. }	Zinc 1	Soldaduras de plomeros. }	Estaño 66
Joyería y vajilla de oro. }	Oro 75 á 92	 }	Plomo 33
. }	Cobre 25 á 8	Soldadura de aluminio. }	Estaño 82
Vajillas y medallas de plata. }	Plata 95	 }	Aluminio 18
. }	Cobre 5	Caractéres de imprenta. }	Plomo 80
Joyería de plata. }	Plata 80	 }	Antimonio 20
. }	Cobre 20		
Bronce de cañones. }	Cobre 90,9		
. }	Estaño 9,1		
Bronce de timbales. }	Cobre 80		
. }	Estaño 20		
Bronce de campanas. }	Cobre 78		
. }	Estaño 22		
Bronce para los espejos de telescopios. }	Cobre 67		
. }	Estaño 33		
Bronce de aluminio. }	Cobre 90 á 95		
. }	Aluminio 10 á 5		
Similar ó crisocálco.. . . . }	Cobre 90		
. }	Zinc 10		
Latón. }	Cobre 67		
. }	Zinc 33		
Metal blanco (plata alemana). }	Cobre 50		
. }	Zinc 25		
. }	Niquel 25		

ALEACIONES FUSIBLES.			
Aleación de Wood; fusible entre 66° y 71°. }	Bismuto	7 á 8	
. }	Plomo	4	
. }	Estaño	2	
. }	Cadmio	1 á 1,5	
Aleación de Arcet; fusible á 94°,5. }	Bismuto	8	
. }	Plomo	5	
. }	Estaño	5	
Aleación fusible á 186°. }	Estaño	62,82	
. }	Plomo	37,18	
Id. fusible á 195°. }	Estaño	73,82	
. }	Plomo	26,18	
Id. fusible á 241°. }	Plomo	64,1	
. }	Estaño	35,9	

ÓXIDOS E HIDRATOS METÁLICOS

631. Definición y fórmulas generales.—Se dá el nombre de *óxidos metálicos* á los cuerpos resultantes de la combinación del oxígeno con los metales y el de *hidratos ó hidróxidos metálicos*, á los compuestos ternarios formados por la unión de un metal con el oxígeno é hidrógeno ó lo que es lo mismo, á la combinación de los óxidos con el agua.

Tanto unos como otros se les puede suponer derivados del tipo agua en el que todo ó parte del hidrógeno ha sido reemplazado por los metales; si la sustitución del hidrógeno ha sido total, resultarán los óxidos y si ha sido parcial, los hidratos metálicos.

Los óxidos é hidratos de los metales monodínamos, así como los óxidos de los didínamos, se derivan del tipo agua sencillo:

H_2O	M_2O	MHO	$M''O$
agua.	óxido de metal monodínamo.	hidrato de metal monodínamo.	óxido de metal didínamo.

Los de metales cuya dinamicidad es mayor, se derivan del tipo agua más ó menos condensado:

$H_2\{O_2$	$M''\{O_2$	$M^{IV}O_2$	$M'''\{O_2$
$H_5\{O_5$	$M'''\{O_5$	$M'''\{O_5$	$M^VI O_5$ etc.

Los hidratos pueden ser también considerados como la unión de los metales con una ó más moléculas de oxhidrilo y referirles al tipo hidrógeno.

632. Estado en la naturaleza.—Muchos óxidos é hidratos metálicos existen libres en la naturaleza; el hierro oligisto ó hematites roja (óxido férrico), el óxido magnético de hierro, la pirolusita (bióxido de manganeso), la braunita (sesquióxido de manganeso); el corindón y el rubí (óxido de aluminio) y otra porción de minerales pueden servir de ejemplo de óxidos metálicos; la hematites parda (hidrato férrico), la manganita (hidrato mangánico), la brucita (hidrato de magnesio) etc., son ejemplo de hidratos metálicos naturales; otros se hallan en combinación formando óxidos dobles y sales. En el reino orgánico se encuentran algunos óxidos metálicos y pueden citarse el férrico, el mangánico, el cúprico (en la sangre del *Limulus cyclops*), el plúmbico etc., que existen en la economía animal.

633. Propiedades físicas.—Son cuerpos sólidos á la temperatura ordinaria y carecen de brillo metálico; unas veces se presentan amorfos pero más comunmente cristalizados; tienen colores variados, observándose muchas veces que es distinto el del óxido anhidro que el del hidratado, así el óxido mercúrico preparado por vía seca es rojo y por vía húmeda amarillo; el óxido cúprico es negro y su hidrato azul; los óxidos de los metales de las primeras secciones son incoloros ó blancos, los de las secciones siguientes son, por regla

general, coloreados; carecen de olor excepto el tetra-óxido de osmio que tiene olor penetrante; los solubles tienen sabor más ó menos cáustico, los insolubles son insípidos; todos ellos son más densos que el agua y por lo tanto los correspondientes á los metales litio, potasio y sodio, que lo son menos que aquella, son más densos que los metales respectivos.

Por regla general son insolubles en el agua, excepto los alcalinos que son muy solubles y hasta delicuescentes y los alcalino-térreos que son algo solubles; los de magnesio, plata y plomo se disuelven muy poco, pero lo suficiente para comunicar al agua reacción básica; se conoce una variedad soluble, preparada por diálisis, de ciertos hidratos metálicos, como el férrico, el aluminico, etc., considerados como insolubles en el agua. Los hidratos alcalinos se disuelven en el alcohol.

634. Acción del calor.—Algunos, muy pocos, son volátiles á temperaturas más ó menos elevadas, como el tetra-óxido de osmio, el ácido molíbdico, etc.; otros se funden más ó menos fácilmente; la cal y la magnesia no lo hacen ni aún en la llama de la luz oxhídrica. El calor descompone completamente ciertos óxidos separando el metal, carácter que sirvió para establecer algunas secciones en la clasificación de los metales por Thenard; otros pierden parte de su oxígeno, quedando reducidos á óxidos más fijos á la temperatura á que se les somete, como los bióxidos de manganeso y de bário.

Los hidratos metálicos pierden toda ó parte de su agua por la acción del calor, quedando reducidos á óxidos; los hay que resisten temperaturas elevadas sin perder el agua, como el de potasio y el de sodio.

635. Acción de la luz.—Algunos óxidos, como el mercúrico y el minio, se ennegrecen cuando están durante mucho tiempo á la acción directa de la luz, porque experimentan una reducción.

636. Acción de la electricidad.—Empleando corrientes eléctricas suficientemente enérgicas, se conseguiría descomponer todos los óxidos; hasta ahora han resistido á este agente la alúmina y todos los térreos.

637. Propiedades químicas.—Hay óxidos de carácter químico muy diferente y en esto está fundada su clasificación.

CLASIFICACIÓN.—Se han dividido los óxidos é hidratos metálicos en cinco clases, á saber:

1.^a **Básicos**, que son aquellos que tienen los caracteres asignados á las bases (**102**). Esta clase se ha subdividido, según el metal que les forma, en los cuatro grupos siguientes: *bases alcalinas*, ejemplo, la

potasa y la sosa; *alcalino-térreas*, como la barita y la cal, *terreas*, como la magnesia, y otros óxidos de algunos metales raros, y *metálicas*, como los óxidos básicos de hierro, cobre, plomo, etc

2.^a *Ácidos*, que son los que tienen los caractéres asignados á los ácidos en general (101); á esta clase corresponden el ácido crómico, el plúmbico, el permangánico, etc.

3.^a *Salinos*, ó sean aquellos que se les puede considerar formados por la unión de otros dos óxidos, de los que uno ejerce las funciones de ácido y el otro de base, como el óxido ferroso-férrico ($\text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Fe}_2\text{O}_2 + \text{FeO}$) y el minio ó plumbato de plomo.

4.^a *Indiferentes*, llamados así porque con los ácidos enérgicos son básicos y con las bases poderosas hacen las veces de ácidos, como el óxido de aluminio (alúmina) que forma sales con el ácido sulfúrico, con el nítrico etc. y además aluminatos con la potasa, la sosa, etc.

5.^a *Singulares*, que son aquellos que no se combinan con los ácidos ni con las bases, necesitando unirse con mayor cantidad de oxígeno para transformarse en ácidos ó perder parte de dicho elemento para ser básicos; ejemplo el bióxido de manganeso (manganesa) que con más oxígeno puede formar ácido mangánico y perdiendo oxígeno pasa á óxido básico.

Hay óxidos que pueden arder cuando se les coloca en condiciones apropiadas. Algunos son venenos muy violentos; otros pueden convertirse en sustancias tóxicas cuando se les introduce en la economía animal.

La acción de los cuerpos simples sobre los óxidos varía mucho según que dichos cuerpos actúen solamente sobre el metal ó sobre el oxígeno del óxido ó que lo hagan sobre ambos á la vez como se verá al exponer estas acciones en particular.

ACCIÓN DEL HIDRÓGENO.—Reduce á algunos óxidos aún á temperaturas poco elevadas, formándose vapor de agua y quedando el metal libre; se verifican estas reducciones colocando el óxido que se trata de reducir (cúprico, férrico, etc), en un tubo de vidrio poco fusible, terminado en una esfera c en la que se coloca el óxido (fig. 112) cuya temperatura se eleva por medio de una lámpara n ó de carbones encendidos; por uno de sus extremos se hace llegar gas hidrógeno producido en el frasco A, que se haya desecado previamente haciéndole pasar por un frasco lavador con ácido sulfúrico ó por un tubo B con cloruro cálcico; por el otro extremo se vé salir vapor de agua quedando

dentro del tubo el metal reducido por el hidrógeno (cobre, hierro etc.).

Hay óxidos que por la acción de este cuerpo pierden solo parte de su oxígeno, reduciéndose á otros menos oxigenados, como sucede con los bióxidos de manganeso y de bário; otros no se alteran por la acción del hidrógeno, como la potasa, la cal, la alúmina, etc.

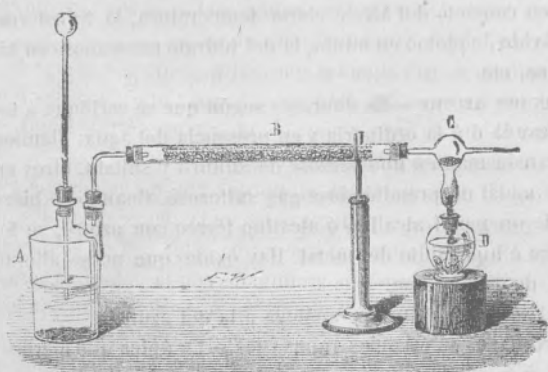
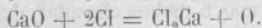


Fig. 112.—Reducción de los óxidos metálicos por el hidrógeno.

ACCIÓN DE LOS CUERPOS HALÓGENOS.—Estos cuerpos reaccionan con los óxidos de diferente manera cuando están secos que cuando lo hacen en presencia del agua, así por ejemplo, el cloro seco y á temperatura elevada se combina con el metal del óxido para formar el cloruro correspondiente y el oxígeno queda libre:



óxido de	cloro.	cloruro	oxígeno.
calcio,		calcico,	

Algunos óxidos resisten á la acción del cloro y es necesario asociarle á otro cuerpo, como el carbón, para que le descomponga y se forme el cloruro del metal.

Cuando el cloro actúa en presencia del agua, obra como oxidante y transforma á los óxidos en otros más oxigenados. Los hidratos de los metales alcalinos y alcalino-térreos se transforman por la acción del cloro en hipocloritos ó cloratos según las condiciones en que actúan. Los otros cuerpos halógenos reaccionan de una manera análoga, pero con menos intensidad.

ACCIÓN DEL OXÍGENO.—Los óxidos é hidratos metálicos susceptibles de peroxidarse absorben el oxígeno puro ó el del aire, unos á tem-

peraturas elevadas y otros á la ordinaria; la energía con que algunos de ellos se unen con el oxígeno es tal, que se producen combustiones enérgicas, como sucede con el óxido ferroso que puede arder en aquel gás para transformarse en óxido ferroso-férrico. A esta acción es debido el que la barita se convierta en bióxido de bário cuando se la calienta en contacto del aire á cierta temperatura, la transformación del protóxido de plomo en minio, la del hidrato manganeso en hidrato mangánico, etc.

ACCIÓN DEL AZUFRE —Es diferente según que se verifique á temperatura elevada ó á la ordinaria y en presencia del agua; algunos óxidos se transforman en una mezcla de sulfuro y sulfato, otros en sulfuro ó en metal desprendiéndose gás sulfuroso. Cuando se hierve un hidrato de un metal alcalino ó alcalino-térreo con azufre, se forman polisulfuro é hiposulfito del metal. Hay óxidos que no se alteran por la acción de este cuerpo.

La del selenio y telurio es análoga á la del azufre.

ACCIÓN DE LOS METALOIDES TRIDINAMOS.—La única que merece mencionarse es la del fósforo que á temperaturas elevadas transforma á algunos óxidos en fosfatos y fosfuro y hervido con los hidratos de los metales alcalinos ó alcalino-térreos produce un hipofosfito con desprendimiento de fosfamina (386). Con los óxidos de los metales de las últimas secciones de la clasificación de Thenard (110), como el óxido mercurico, forma fosfuros y ácido fosfórico.

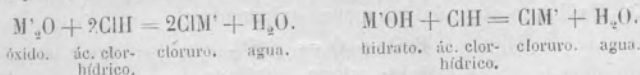
ACCIÓN DEL CARBONO.—Este cuerpo se apodera del oxígeno de los óxidos á temperaturas más ó menos elevadas, dejando el metal libre; algunos sin embargo resisten á su acción aun á las mayores temperaturas, como la magnesia, la alúmina y otros análogos; para descomponer estos es necesario emplear la acción combinada del carbono y del cloro ó el azufre.

En la reducción de los óxidos por el carbón se desprende anhídrido carbónico ú óxido de carbono, según la naturaleza de aquellos y la temperatura á que se opera.

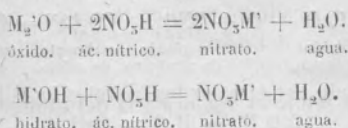
ACCIÓN DE LOS METALES.—Siempre que sobre un óxido actúa un metal más electro-positivo que el suyo, este es desalojado por aquel; hay escepciones á esta regla, pues existen algunos que no se reducen ni aun por los metales alcalinos, como el sexquíóxido de aluminio y sus congéneres; en alguna ocasión se producen dos óxidos que quedan unidos.

La reducción de los óxidos metálicos por los metales puede explicarse perfectamente teniendo en cuenta las cantidades de calor que aquellos desprenden al combinarse con el oxígeno. Por esta razón los metales alcalinos pueden reducir á casi todos los óxidos, como acaba de decirse.

ACCIÓN DE LOS ÁCIDOS.—Los hidrácidos reaccionan sobre estos cuerpos produciendo la sal halógena correspondiente y agua (1):



Los oxácidos cuando reaccionan sobre los óxidos é hidratos forman la sal correspondiente, como por ejemplo:



Los óxidos no básicos cuando se les hace reaccionar con un oxácido, pierden parte de su oxígeno para transformarse en un óxido básico, que se combina con el ácido; en esto está fundada la obtención del oxígeno por el bióxido de manganeso y el ácido sulfúrico (186).

ACCIÓN DEL AGUA. El agua transforma á los óxidos en hidratos metálicos. Esta acción se efectúa en muchos casos con gran desarrollo de calor; así por ejemplo haciendo caer algunas gotas de agua sobre bari cáustica (BaO) se produce un ruido como el que origina el hierro enrojecido al meterle en el agua; la causa es la combinación de los dos cuerpos para formar el hidrato bárico ($\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{BaO}_2\text{H}_2$) con desarrollo de 8,8 calorías.

(1) En algún tiempo se creyó que los hidrácidos se combinaban integralmente con los óxidos sin separación de agua, pero analizadas las sales halógenas anhidras se vió que no contienen más que el cuerpo halógeno unido al metal, prueba decisiva que no dejaba dudas acerca de la no existencia del oxígeno del óxido, ni del hidrógeno del hidrácido en estos compuestos. Sin embargo, algunos químicos fundándose en que hay sales halógenas disueltas en el agua que dejan como residuo cuando se evaporan sus disoluciones, un óxido metálico y desprenden vapores del hidrácido, suponían que en el estado de disolución acuosa tenían aquella constitución (óxido más hidrácido), pero esta hipótesis no es admisible, puesto que al disolverse no se observa ninguno de los fenómenos que acompañarían á acciones tan enérgicas como las que se realizarían entre la sal y el agua; otros hechos que podrían citarse demuestran hasta la evidencia que las sales halógenas son compuestos binarios.

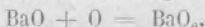
638. Preparación.—Se preparan los óxidos é hidratos metálicos por diversos procedimientos, de los que unos son sintéticos y otros analíticos:

1.º Combinando directamente el metal con el oxígeno puro ó el del aire, á temperaturas más ó menos elevadas:



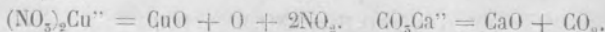
cobre. oxígeno. óxido cúprico.

2.º Oxidando otros óxidos menos oxigenados:



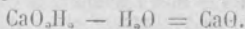
óxido bá- oxígeno. bióxido de
rico. bário.

3.º Por la calcinación de algunas sales, como los nitratos, los carbonatos, etc.



nitrato de cobre. óxido peróxido carbonato óxido de anhídri-
 cúprico. de nitrógeno. de calcio. calcio. do carb.º

4.º Deshidratando por el calor los hidratos metálicos:



hidrato cálcico. agua. óxido cálcico.

5.º Los hidratos insolubles se preparan precipitando las disoluciones salinas por un hidrato soluble:



cloruro hidrato po- cloruro hidrato.
férico. tásico. potásico. férrico.

6.º Por la acción de un hidrato sobre algunas sales cuyo ácido forme con aquel un compuesto insoluble:



carbonato hidrato cálcico. carbonato hidrato.
potásico. cálcico. potásico.

Descomponiendo algunas sales en condiciones apropiadas y por el procedimiento de Ebelsen, se ha conseguido reproducir artificialmente algunos óxidos cristalizados.

Por el procedimiento de Ebelsen (15) se ha conseguido tener la alúmina cristalizada en romboedros iguales á los cristales naturales de corindón; para ello se disuelve el sexquióxido de aluminio, amorfo, en anhídrido bórico fundido; sometiéndolo la disolución á una temperatura muy elevada, como por ejemplo, la de un horno de cozer la porcelana, el anhídrido bórico se volatiliza lentamente y la alúmina cristaliza. El sexquióxido de cromo puede cristalizarse de la misma manera valiéndose como disolvente del cloruro sódico fundido.

Sainte-Claire Deville y Carón han conseguido reproducir el corindón haciendo reaccionar los vapores de fluoruro de aluminio sobre los de anhídrido bórico; este procedimiento es aplicable á otros óxidos.

El vapor de agua puede descomponer á algunos fluoruros metálicos produciéndose óxidos cristalizados y ácido fluorhídrico que se desprende. De esta manera ha logrado Hautefeuille obtener el óxido de titanio exactamente igual al natural.

Los ácidos clorhídrico y fluorhídrico en corriente muy lenta actuando sobre algunos óxidos amórfos pueden transformarles en óxido cristalizados (Sainte-Claire Deville).

639. APLICACIONES.— En Química se emplean muchos óxidos como reactivos y para la preparación de bastantes cuerpos; en Medicina se usan también muchos como medicamentos; la industria y las artes se sirven de grán número de ellos como primeras materias.

SALES.

Generalidades.

640. Definiciones.—Hasta la época de Lavoisier se dió el nombre de sal á todo cuerpo susceptible de cristalizar, así es que se llamaban sales á cuerpos como el ácido bórico (509), el ácido tartárico, el azúcar, etc.

Lavoisier con más conocimiento de la naturaleza de estos cuerpos, las definió diciendo que eran *la combinación de un ácido con una base*. Demostrado después que las sales halógenas no contienen ni ácido ni base, esta definición se hizo incompleta, por lo cual diferentes químicos (1) se han ocupado de dar otras, ninguna completamente satisfactoria, porque ó no comprenden á todas ellas ó comprenden á otros cuerpos que no son sales. No es posible en una obra elemental exponer las hipótesis en que se fundan estas definiciones, hipótesis que han tenido mucha importancia en esta ciencia.

Ya se ha visto (103) que hoy se definen las sales diciendo que son *cuerpos resultantes de la sustitución de todo ó parte del hidrógeno básico de los ácidos por los radicales metálicos simples ó compuestos ó lo que es lo mismo, cuerpos resultantes de la sustitución del hidrógeno típico de las bases por los radicales de los ácidos*. También se dieron á

(1) Berzelius definió las sales diciendo que son *las combinaciones de un radical electro-positivo con un cuerpo halógeno simple ó compuesto, ó las que resultan de la unión de un radical electro-positivo con un cuerpo anfígeno y un radical electro-negativo simple ó compuesto*. (Tratado de Química por J. J. Berzelius.—Traducción española de los Sres. Saez Palacios y Ferrari, tom. 5.º, pág. 7.)

conocer entonces las divisiones que se hacen de las sales y su nomenclatura.

Habiéndose emitido diferentes hipótesis para explicar su constitución, tienen que ser distintas las fórmulas que se las asignen. Al tratar de la notación química (89 y 90) se dió una idea acerca de algunas de estas fórmulas.

641. Estado en la naturaleza.—Muchas sales existen en la naturaleza, la mayor parte en el reino mineral, algunas en el orgánico tanto vegetal como animal, y de estas unas están formadas por ácidos orgánicos y bases inorgánicas y otras por ácidos inorgánicos y bases orgánicas y otras en fin, cuyos ácidos y bases son orgánicos.

642. Propiedades físicas.—Casi todas son sólidas, unas amorfas y otras cristalizadas; presentan coloraciones muy diversas que pueden ser debidas al ácido que las forma (como los cromatos) ó al metal ó metales que contienen, y por lo tanto pueden servir para caracterizar á estos; así por ejemplo las sales de cobre son azules ó verdes, las de cromo, verde de yerba, las manganosas, de color rosa, las ferrosas, verde azulado, las de cobalto, azules ó rosadas, etc; una misma sal puede presentar diverso color cuando es anhidra que cuando contiene agua, como el sulfato cúprico azul que se vuelve blanco cuando se le hace perder el agua de cristalización. Son inodoras; el carbonato amónico, que tiene olor amoniacal bien perceptible, hace escepción.

Las solubles tienen sabor, que por regla general depende de la naturaleza del metal que las forma; unas, como las de plomo, las de glucinio y las de níquel, tienen sabor azucarado al pronto, después estíptico; otras, como las de magnesio, son amargas; las de aluminio, astringentes, las de sodio, saladas, etc; más adelante habrá ocasión de mencionar el sabor tan pronunciado de algunas sales orgánicas.

Son más densas que el agua; de dureza tan variable que mientras unas se aplastan entre los dedos y se dejan rayar por la uña, otras, como ciertos silicatos, rayan el vidrio. Los cristales de algunas sales, como la sal amoniaco (cloruro amónico), tienen cierta elasticidad.

643. Solubilidad.—Son unas solubles y otras insolubles en el agua; las hay tan ávidas de esta, que basta dejarlas en contacto del aire para que absorban su humedad disolviéndose en ella, por lo cual reciben el nombre de sales *deliquescentes*, como por ejemplo, el carbonato y el acetato potásicos, los cloruros cálcico y magnésico, etc;

otras por el contrario, abandonan cuando se las deja al aire una parte del agua que contienen, transformándose en un polvo blanco, y se las llama *eflorescentes*, como el sulfato, el carbonato y el borato sódicos.

La efluorescencia de las sales es un fenómeno de disociación (35) puesto que se ha observado que una sal se efluoresce cuando la tensión del vapor de agua que de ella puede desprenderse á la temperatura del ambiente, es superior á la del vapor acuoso de la atmósfera; por el contrario una sal efluorescida puede absorber el vapor de agua del aire si la fuerza elástica de este es mayor que la del que puede desprenderse de la sal en las mismas condiciones. Según esto todas las sales que contengan agua se efluoresceran colocándolas en una atmósfera bien seca, es decir, que en absoluto no puede decirse que existan sales deliquescentes y efluorescentes, sino que estas cualidades dependen de las condiciones del medio en que estén colocadas.

Por regla general las sales se disuelven en el agua mas en caliente que á la temperatura ordinaria, como por ejemplo el nitrato potásico (*nitro*); algunas como la sal común tienen coeficientes de solubilidad poco diferentes á todas temperaturas y aún las hay más solubles á la ordinaria que á la de la ebullición, como les sucede al sulfato y al citrato cálcico (13).

DETERMINACIÓN DE LA SOLUBILIDAD DE LAS SALES.—La solubilidad de las sales en el agua se puede determinar por medios físicos y por medios químicos; si se toma una cantidad conocida de una disolución saturada de una sal, á una temperatura determinada, y se la evapora con las precauciones necesarias, en una cápsula pesada de antemano, lo que esta aumenta de peso, será el de la sal que había disuelta y la diferencia entre la cantidad de disolución que se tomó y el peso de la sal, será el del agua que aquella contenía; con estos datos es fácil referir su coeficiente de solubilidad á una unidad cualquiera (1). A veces no se pueden efectuar las evaporaciones sin que se produzcan pérdidas, apesar de cuantas precauciones se tomen y además hay sales que se descomponen al evaporar sus disoluciones; en estos casos se emplean procedimientos químicos que consisten en precipitar alguno de los componentes de la sal, de una cantidad conocida de la disolución, por medio de reactivos que le hagan formar parte de un compuesto insoluble; pesando el precipitado se podrá saber la cantidad de dicho componente y por esta, calcular la de la sal que existe en la disolución. Por este medio se determina, por ejemplo, la solubilidad del cloruro magnésico, precipitando su cloro en estado de cloruro de plata y deduciendo del peso de este el del cloruro magnésico que había en la disolución tomada.

CURBAS DE SOLUBILIDAD.—Se puede representar gráficamente la so-

(1) Llamando P al peso de la disolución y P' al de la sal, se tendrá que $P - P'$ será el de agua y por lo tanto la relación entre el peso de esta y el de la sal que tenia disuelta será $\frac{P'}{P - P'}$.

lubilidad de las sales á diferentes temperaturas, por medio de líneas que reciben el nombre de *curvas de solubilidad*.

Para trazar la curva de solubilidad de una sal se dividen en partes iguales los dos lados de un ángulo recto; á las divisiones de uno de ellos se las supone grados de temperatura y á las del otro, parte disueltas de la sal en una cantidad dada de agua; determinados aquellos y estas, se levantan en los puntos correspondientes, perpendiculares á los respectivos lados del ángulo, las que necesariamente se encontrarán en un punto; se unen estos puntos por medio de una línea y esta será la curva de solubilidad de la sal.

SATURACIÓN Y SOBRESATURACIÓN. — Cuando una disolución salina contiene toda la cantidad de sal que puede disolver á la temperatura á que se encuentra sometida, se dice que está *saturada* (12); disminuyendo la temperatura se depositará, por regla general, una parte de la que estaba disuelta; á veces, sin embargo, no sucede así y la disolución permanece inalterable; se dice entónces que está *sobresaturada*. En el sulfato sódico ($\text{SO}_4\text{Na}_2\cdot 10\text{H}_2\text{O}$) se observa perfectamente el fenómeno de la *sobresaturación*; en efecto, si en un tubo que se haya estirado en su mitad por medio de la lámpara de esmaltar, se coloca una disolución saturada en caliente de dicha sal, se la hace hervir hasta que salga vapor acuoso por el extremo abierto del tubo y se le cierra entónces, soldándole, aunque después se enfrie no se deposita nada, pero si se rompe la punta soldada del tubo para que el aire penetre, inmediatamente se transforma el contenido en una masa sólida á partir de la superficie del líquido, observándose una elevación notable de temperatura.

Se puede variar este experimento de diferentes maneras, como por ejemplo, la que consiste en efectuarlo en un matracito de cuello estrecho, donde se hierve la disolución, tapándole con un trozo de papel húmedo cuando está saliendo el vapor por su boca y dejándole enfriar, aquélla permanece inalterable, pero en cuanto se le destapa y se introduce en el seno del líquido un agitador de vidrio que tenga adherido en su extremo un cristalito de sulfato sódico ($\text{SO}_4\text{Na}_2\cdot 10\text{H}_2\text{O}$) se ve comenzar la cristalización á partir de dicho cristalito y propagarse á toda la masa.

De los trabajos efectuados por varios químicos acerca de este fenómeno, resulta que la causa de la separación de la sal de las disoluciones sobresaturadas, es la existencia en el aire de partículas salinas imperceptibles de las mismas sales ú otras de igual constitución molecular á la que hay en la disolución; un aire previamente tam-

zado por algodón en rama no ocasiona dicho fenómeno, como tampoco le producen cristales de la misma sal que la que contiene la disolución pero que sean de distinta constitución; el sulfato sódico anhidro por ejemplo, no produce la cristalización de las disoluciones sobresaturadas de sulfato sódico con 10 moléculas de agua de cristalización.

Cuando las sales se disuelven en el agua se producen á veces descensos muy notables de temperatura, en los que está fundado el uso que de ellas se hace como mezclas frigoríficas (1). Ciertas sales por el contrario, ocasionan un desarrollo de calor al disolverse ó debido á que se combinan con una ó más moléculas de agua. Estos cambios térmicos se explican perfectamente por los principios expuestos en las *Nociones de termoquímica* (página 14).

Algunas, muy pocas, se disuelven algo en el alcohol y en otros vehículos neutros.

644. Acción del calor sobre las sales.—Sometidas á la acción del calor comienzan perdiendo el agua que tienen interpuesta entre sus moléculas; después algunas se disuelven en su agua de cristalización, cuyo fenómeno recibe el nombre de *fusión acuosa*; evaporada dicha agua vuelven al estado sólido y si continúa la acción de aquel agente, la sal anhidra puede volver al estado líquido experimentando la llamada *fusión ignea*; las sales anhidras no pueden experimentar mas que esta última fusión.

Hay sales que hasta el día no se ha conseguido fundirlas, sometiéndolas á los focos de calor que producen las mayores temperaturas de que hoy puede disponerse; precisamente en esto se funda su empleo para ciertos usos.

(1) Como ejemplo de los descensos de temperatura que pueden conseguirse con las mezclas frigoríficas se consignan las siguientes:

Cuerpos que se mezclan. Partes.	Enfriamiento.	Cuerpos que se mezclan. Partes.	Enfriamiento.
Cloruro sódico (<i>sal común</i>).	1	Nitrato amónico.	1
Hielo.	2		
Cloruro sódico.	2	Agua.	1
Cloruro amónico (<i>sal amoniaco</i>).	1		
Hielo.	5	Sulfato sódico cristalizado.	4
Cloruro sódico.	5		
Nitrato amónico.	5	Ácido clorhídrico disuelto.	3
Hielo.	12		
Cloruro cálcico cristalizado.	3	Fosfato sódico cristalizado.	9
Hielo.	1		
		Ácido nítrico.	4

200

Muchas sales se volatilizan habiéndolas que lo verifican á temperaturas poco elevadas y que pasan del estado sólido al gaseoso; sus vapores se condensan cuando la temperatura desciende, produciéndose la sublimación de aquellas, que á veces es necesario favorecerla con una corriente de un gás ó de un vapor inerte.

Cuando se echan en el fuego ciertas sales cristalizadas se oyen unos chasquidos debidos á que los cristales se rompen y saltan en fragmentos á distancias á veces considerables; esta *decrepitación* de las sales se explica por la evaporación que experimenta el agua interpuesta que contienen dichos cristales, cuyo vapor adquiere la tensión suficiente para vencer la resistencia que á su expansión le opone la cohesión de las moléculas de la sal. También se ha querido explicar este fenómeno por la desigual dilatación de las capas del cristal.

El calor descompone á muchas sales, produciendo en unos casos la separación del anhídrido del ácido que forma la sal, como sucede en los carbonatos; en otros se desprenden diversos cuerpos procedentes de la descomposición de dicho ácido, como por ejemplo en los nitratos y nitritos y en casi todas las orgánicas; cuando se echan sobre carbones encendidos sales que en su descomposición por el calor dejan libre mucho oxígeno, este activa la combustión y se dice que aquellas *deflagran*; el residuo de la acción del calor sobre las sales puede ser otra sal, el óxido metálico ó el metal libre. Se conocen algunas que no se alteran por la acción del calor; generalmente las bases fijas dan estabilidad á los ácidos y los ácidos fijos á las bases.

645. Acción de la luz.—Hay sales que son transparentes, otras que son traslucidas y otras opacas. La luz obra químicamente sobre algunas reduciéndolas más ó menos completamente; el mejor ejemplo que puede citarse es la alteración que experimentan algunas de plata, como el cloruro, el bromuro y el yoduro, que se ennegrecen cuando se exponen á la acción de dicho agente (36).

646. Acción de la electricidad.—Frotando ciertas sales se electrizan positivamente; en otras se producen las dos electricidades polarizadas cuando se calientan sus cristales.

La acción química de la electricidad sobre las sales constituye un caso particular de la que ejerce sobre todos los compuestos químicos (37). De una manera general puede decirse que en la electrolisis de las sales el metal se dirige al polo negativo y el resto, ó sea el residuo halogénico, al positivo; pero además de esta acción principal, se pro-

ducen otras secundarias, cuyo sentido varía según la naturaleza del metal y del residuo halogénico.

Si el metal de la sal es de los que descomponen el agua á la temperatura ordinaria, se verifica esta descomposición y se forma el hidrato correspondiente, con desprendimiento de hidrógeno; á su vez el residuo halogénico (101) puede atacar al metal que forma el reóforo positivo, dando origen á diversas reacciones y si no le ataca, se desprende si es gaseoso, ó actúa sobre el agua regenerando el ácido y separándose gas oxígeno, si procede de una oxisal.

Suponiendo que la sal sometida á la electrolisis sea el sulfato sódico, se observan las dos fases siguientes:

1.^a—Reacción principal.— $\text{SO}_4\text{Na}_2 = \text{Na}_2 + \text{SO}_4$ (*residuo halogénico*).

*polo ne- polo po-
gativo. sitivo.*

2.^a—Reacciones secundarias. $\left\{ \begin{array}{l} \text{Na}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \text{ (polo negativo).} \\ \text{hidrato sódico.} \\ \text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4\text{H}_2 + \text{O} \text{ (polo positivo).} \\ \text{ác. sulfúrico.} \end{array} \right.$

De suerte que en último término se tendrá en el polo negativo la base y en el positivo el ácido de la sal, y si el experimento se verifica colocando en un tubo en U la disolución del sulfato sódico, teñida de azul con tintura de violetas ó de malvas, en la que estén sumergidas dos láminas de platino que comuniquen con los reóforos de una pila, se observa que en el extremo donde termina el negativo la disolución toma color verde (carácter de las bases), y en el opuesto, color rojo (carácter de los ácidos). Esto fué lo que hizo creer en algún tiempo que las sales se descomponían por la electricidad en ácido y base, hecho que fué uno de los fundamentos de la teoría dualística (89).

Se consigue demostrar la separación del metal en la electrolisis de estas sales, verificándola en un aparato cuyo reóforo negativo sea el mercurio con el cual se amalgama el metal, sustrayéndole así del contacto con el agua.

Cuando se verifica la electrolisis de sales cuyo metal no descompone el agua á la temperatura ordinaria, como por ejemplo el sulfato cúprico, aquel se deposita en el polo negativo sobre la sustancia en que éste termina, que si es un molde formado de guttapercha, de estearina, etc. que se le haya hecho buen conductor por medio de ciertos barnices, el metal se depositará sobre toda su superficie, obteniéndose una reproducción del objeto con que se formó dicho molde,



siendo la capa metálica que se forme tanto más delgada cuanto menos concentrada sea la disolución salina y más débil la corriente eléctrica que produce su descomposición. En esto se fundan la galvanoplastia y el dorado, el plateado, el niquelado etc. galvánicos, cuyos detalles corresponden á las obras de Química aplicada.

Algunas sales han resistido hasta ahora á la acción descomponente del fluido eléctrico.

647. Propiedades químicas.—Las sales tienen caracteres *genéricos* dependientes del ácido que las forma y otros *específicos* que dependen del radical metálico; los primeros se han expuesto al estudiar cada ácido en particular; los segundos se espondrán al estudiar los metales.

Son unas *neutras*, otras *ácidas* y otras *básicas*; estos caracteres se determinaban por la diferente acción que ejercen sobre las tinturas azules vegetales, especialmente sobre la de tornasol; se consideraban neutras aquellas en que las propiedades del ácido y de la base se neutralizan tan completamente que no alteran la tintura de tornasol; ácidas aquellas en las que las propiedades del ácido no son completamente neutralizadas por la base por lo cual enrojecen dicha tintura, y básicas aquellas en las que las de la base no lo son completamente por el ácido, debido á lo cual devuelven el color azul á la tintura de tornasol enrojecida (1).

Pero este concepto de la neutralidad de las sales era muy poco preciso, puesto que algunas, cuya constitución es la misma que la de las evidentemente neutras, dan reacción ácida ó básica con la tintura de tornasol, según que estén formadas por un ácido enérgico y una base débil, ó viceversa, por una base poderosa y un ácido débil; por eso se modificó dicho concepto y se consideró como sal neutra á toda la que tiene la misma constitución que las que existen en la naturaleza con aquel carácter, sea cualquiera la acción que ejerza sobre la referida tintura.

Según la definición que hoy se admite de las sales, deben considerarse como neutras á las que resultan de la sustitución de todo el hidrógeno básico de los ácidos por los radicales metálicos; como ácidas

(1) El color azul de la tintura de tornasol es debido á una sal de calcio del ácido *límico* que es rojo; como este ácido es muy débil, la sal que forma con el calcio es descompuesta más ó menos completamente por los demás ácidos que le dejan en libertad á lo que se debe el color rojo que la tintura adquiere. Las bases forman con el ácido *límico*, *límicos* de color azul, por lo que dan dicho color á la tintura enrojecida por un ácido.

las que proceden de la sustitución de parte de dicho hidrógeno básico, y como básicas las que resultan de la combinación de una sal neutra con el hidrato ó el óxido del metal que las forma. También se consideran como tales á las *subsales* que no tienen suficiente radical del ácido, que está sustituido por el oxhidrilo.

Hay sales que absorben tan rápidamente á ciertos cuerpos combustibles que dan origen á verdaderas combustiones; este fenómeno se observa mas principalmente en las orgánicas, aunque también puede tener lugar en alguna inorgánica. En cambio las hay que ceden con facilidad su oxígeno, ú otro elemento electro-negativo, funcionando como cuerpos oxidantes.

Muchas son venenosas produciendo con más ó menos rapidez sus efectos tóxicos, otras son completamente inocentes y se las introduce en nuestro organismo en cantidades bastante considerables, sin que ocasionen en aquel ninguna alteración nociva.

648. Acción de los cuerpos simples sobre las sales.

—De una manera general puede decirse que los elementos químicos ejercerán sobre ellas acciones que estarán en conformidad con su carácter químico respectivo, es decir, que los que son oxidantes ocasionarán oxidaciones, los reductores, reducciones. y los que no tienen ni uno ni otro carácter, no las alterarán.

Se expondrán estas acciones en particular comenzando por las de los metaloides y después las de los metales.

1.º ACCIÓN DE LOS METALOIDES. —El *hidrógeno* reduce á algunas sales oxigenadas convirtiendo en agua parte ó todo su oxígeno y rebajándolas á menos oxigenadas; sometidas las sales férricas, las mangánicas, etc., á la acción de dicho gás, sobre todo en estado naciente, pasan á ferrosas, manganosas, etc. En algunos casos el hidrógeno reemplaza á los radicales metálicos dejando á estos en libertad; puede favorecerse esta manera de actuar por medio de la presión (39).

Los *cuerpos halógenos* funcionan como oxidantes, cuando actúan en presencia del agua, y esto explica por qué transforman á las sales ferrosas, manganosas, mercuriosas, etc., en férricas, mangánicas, mercúricas, etc.; en alguna ocasión se unen con el radical metálico de la sal para formar un compuesto insoluble.

El *oxígeno* peroxida á ciertas sales, siendo absorbido por ellas á veces con gran rapidez, fenómeno que suele manifestarse por cambios en sus coloraciones, como sucede con las ferrosas, manganosas, cu-

prosas, al pasar á férricas, mangánicas, cúpricas, cuyo color es diferente que el de aquellas.

El *azufre* dirige su acción unas veces sobre el metal de la sal al que transforma en sulfuro, como sucede con las de plomo; otras, sobre los demás elementos dando origen á reacciones más ó menos complicadas de las que suele resultar un sulfato metálico ó un hiposulfito. El selenio y el teluró reaccionan de una manera análoga.

Los demás metaloides no originan reacciones que merezcan ocuparse de ellas en particular; únicamente el fósforo precipita á ciertos metales de sus disoluciones salinas(350) y el carbono que ejerce también su acción reductora á temperaturas elevadas; esta acción del carbono se utiliza en algunas metalurgias y en la preparación de algunos óxidos metálicos, como se verá más adelante.

2.º ACCIÓN DE LOS METALES.—Los metales electro-positivos reemplazan á los más electro-negativos que ellos, en sus disoluciones salinas. Este hecho ya es conocido desde muy antiguo; según se dijo (pág. 32, nota), sirvió á Richiart para formular la ley que lleva su nombre; desgraciadamente es bastante limitado, pues presenta numerosas escepciones dependientes de las acciones secundarias que se producen entre los metales y los demás elementos de las sales y los del agua en que se hallan disueltas. Algunas de estas acciones se han explicado por las corrientes eléctricas que se originan en el contacto del metal precipitante con el que se precipita de la sal en el seno de su disolución.

Los metales que se depositan al introducir otro en su disolución salina suelen formar cristales algo voluminosos que se asemejan á las hojas de ciertos vegetales, por lo que estas cristalizaciones reciben el nombre de árboles metálicos y se las distingue con el del personaje mitológico á quién en otro tiempo se dedicó el metal que cristaliza; así por ejemplo se llama *arbol de Saturno*, al que forma el plomo sobre una lámina de zinc que se introduce en una disolución de una sal plúmbica, como el acetato; *arbol de Júpiter*, al que en iguales condiciones forma el estaño; *arbol de Diana*, á la amalgama cristalizada que forma la plata cuando se introduce en la disolución poco concentrada de una de sus sales, un poco de mercurio.

Cuando el metal que se precipita de la sal cubre completamente al que se introduce en la disolución, cesa pronto la acción por falta de contacto entre este metal y la sal.

Acción de los cuerpos compuestos sobre las sales.

649. Actúan sobre ellas de la misma manera que los cuerpos simples, según es su carácter químico; los oxidantes, como los peróxidos de hidrógeno, de cloro, de nitrógeno, etc., oxidándolas; los reductores, como el sulfuro, el seleniuro y el telururo de hidrógeno, los hidrógenos fosforados, arsenical y antimoniado, el óxido de carbono y aun el mismo gas amoniaco, reduciéndolas en algunos casos, dando origen á reacciones más ó menos complejas, en otros; algunas de estas acciones se expondrán más adelante, puesto que los gases sulfhídrico, selenhídrico y telurhídrico funcionan como ácidos, siquiera sean muy poco enérgicos. La del agua y la de los ácidos, bases y sales, deben tratarse en particular.

650. Acción del agua sobre las sales.—Además de la acción física de este cuerpo sobre las sales, que ya se ha dado á conocer (**643**), hay que exponer la acción química que ejerce sobre algunas de ellas.

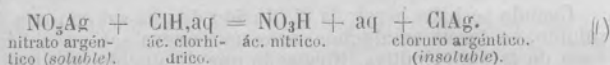
Hay sales que al ponerlas en contacto del agua se *fraccionan*, desdoblándose en una sal básica, generalmente insoluble, y otra ácida soluble; ejemplo de esto se tienen en las de bismuto y de antimonio y en algunas orgánicas.

AGUA DE CRISTALIZACIÓN. Al unirse el agua con las sales algunas veces no hacen más que adicionarse á la sal una ó más moléculas de este cuerpo, constituyendo lo que se llama *agua de cristalización* (**215**); este número de moléculas es constante para cada sal, á una misma temperatura, pero varía con esta, influyendo notablemente en la forma de los cristales y en alguna de sus propiedades físicas. Las sales que cristalizan sin unirse á ninguna molécula de agua reciben el nombre de *anhidras*, lo mismo que aquellas á las que se les separa por la acción del calor el agua con que han cristalizado, sin que cambien por eso sus caracteres químicos; estas, cuando se las pone otra vez en contacto del agua vuelven á unirse con ella produciendo á veces notables aumentos de temperatura.

AGUA DE CONSTITUCIÓN. Hay algunas sales que reaccionan con el agua apropiándose los elementos de una ó más moléculas de esta,

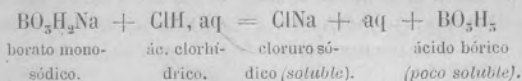
El ácido silícico desaloja al rojo á otros más enérgicos que él, pero que á dicha temperatura se volatilizan.

2.^a Una sal es descompuesta por un ácido que pueda formar con el metal de aquella una nueva sal insoluble en las condiciones en que se opera. Ejemplo:



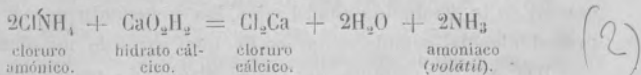
A esta acción puede referirse la de los ácidos sulfhídrico, selenhídrico y telurhídrico, que dan con las sales de ciertos metales, sulfuros, seleniuros ó telururos metálicos insolubles.

3.^a Una sal cuyo ácido sea insoluble ó poco soluble es descompuesta por otro ácido que forme con el metal de aquella una nueva sal soluble. En esta ley está fundada la preparación de los ácidos insolubles ó poco solubles. Ejemplos:



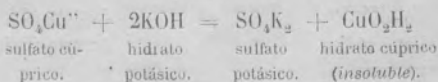
653. Acción de las bases.—Cuando el radical metálico de la base que se pone en contacto de una sal es el mismo que el de esta, ó no ejerce ninguna acción ó se combina integralmente con ella originando una sal básica; si es distinto su acción será una de las que expresan las leyes siguientes:

1.^a Una sal es descompuesta por las bases fijas, cuando de aquella se puede separar una base volátil. Ejemplo:



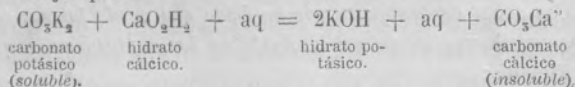
En esta ley está fundada la preparación de las bases orgánicas volátiles.

2.^a Una sal soluble es descompuesta por las bases solubles cuando de aquella se puede separar una base insoluble ó poco soluble en las condiciones en que se opera. En esta ley se funda la preparación de los óxidos é hidratos insolubles. Ejemplo:



3.^a Una sal soluble es descompuesta por las bases que pueden formar

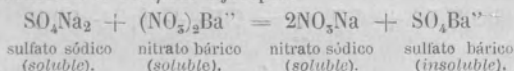
con su ácido otra sal insoluble ó poco soluble en las condiciones en que se opera. Ejemplo:



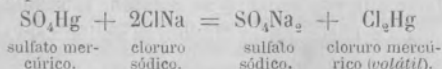
Cuando se hace hervir la disolución de una sal con una base insoluble, se forma en algunos casos una nueva sal precipitándose la base de la sal primitiva. Hirviendo una disolución de nitrato de cobre que tiene color azul, con óxido de plata, se forma nitrato de plata cuya disolución es incolora, y se precipita óxido cúprico.

654. Acción de las sales sobre las sales.—Las leyes que regulan esta acción, cuando de ella puede resultar algún compuesto insoluble ó volátil, son las siguientes:

1.^a Cuando de la acción mútua de dos sales puede resultar una tercera insoluble ó menos soluble que aquellas, en las condiciones en que se opera, la reacción se verifica. Ejemplo:



2.^a Cuando de la acción mútua de dos sales puede resultar una tercera más volátil que aquellas, en las condiciones en que se opera, la reacción se verifica. Ejemplo:



DISOLUCIONES DE DOS Ó MÁS SALES.—Cuando se mezclan las disoluciones de dos sales y no se forma otra insoluble ó menos soluble, existen en la disolución cuatro sales, las dos primitivas más otras dos procedentes del cambio recíproco de una parte de los elementos de aquellas; así por ejemplo, si á una disolución poco concentrada y apenas coloreada de sulfato férrico, se agrega otra incolora de acetato sódico, el liquido toma enseguida el color rojo de sangre característico del acetato férrico; se demuestra además la formación de esta sal porque la disolución dá precipitado negro con el sulfhidrico, lo que no hace el sulfato férrico, de suerte que en la disolución existen las cuatro sales siguientes (1):

Sulfato férrico.	Acetato sódico.
Sulfato sódico.	Acetato férrico.

(1) Según Bomstetten ha demostrado en esta reacción la descomposición de ambas sales es completa, habiendo en el liquido sulfato sódico y acetato férrico. Los cambios tér-

Estas acciones explican porque una sal puede disolverse en las disoluciones saturadas de otra sal, como sucede por ejemplo con el cloruro sódico que se disuelve en bastante cantidad en una disolución saturada de nitrato potásico y que disuelta en ésta permite que pueda disolver más cantidad de nitró. Como el nitrato potásico y el cloruro sódico reaccionan dando nitrato sódico y cloruro potásico, según lo que se ha dicho antes, resultará que cuando se agrega cloruro sódico á la disolución saturada de nitrato potásico disminuye la cantidad de éste por la reacción mencionada y por lo tanto puede después disolver más nitró.

ACCIÓN DE LAS SALES SOLUBLES SOBRE LAS INSOLUBLES.—En algunos casos las sales insolubles reaccionan sobre las solubles; como ejemplo puede citarse la acción que tiene lugar cuando se calienta una disolución de nitrato de plata con fosfato tricálcico, en la que se produce fosfato triargéntico amarillo é insoluble, quedando en disolución nitrato de calcio. También pueden reaccionar dos compuestos insolubles de una manera análoga; si se calienta en agua el cloruro argéntico con sulfuro de zinc, ambos recién precipitados y blancos, se transforman muy pronto en sulfuro de plata, negro é insoluble, y cloruro de zinc soluble (Malaguti). Por último si se hacen actuar las disoluciones concentradas de los carbonatos alcalinos sobre los sulfatos, los fosfatos, los arseniatos, etc., insolubles, como los de bario, calcio, etc., se produce un carbonato insoluble y un sulfato, un fosfato, un arseniato, etc., alcalino soluble; la acción inversa también se realiza, es decir que puede reaccionar el sulfato, el fosfato, el arseniato, etc., alcalino, sobre el carbonato bórico, el cálcico, etc., para formarse sulfato bórico y carbonato alcalino; de suerte que entre estas acciones puede llegarse á producir una especie de equilibrio. Para que los carbonatos alcalinos lleguen á descomponer completamente á los sulfatos, fosfatos, etc., insolubles, es necesario ponerles en un gran exceso y mejor por vía seca, es decir, fundiendo la mezcla de ambas sales y tratando después por agua la masa fundida; de estos hechos se saca partido en análisis química para atacar á ciertos minerales inatacables por los ácidos enérgicos.

655. Explicación de estas acciones por los principios de la termoquímica.—Las leyes anteriores formuladas por Berthollet en los últimos años del siglo pasado y primeros del actual, están fundadas en la correlación que existe entre las propiedades físicas de la solubilidad ó volatilidad de alguno de los cuerpos que intervienen en las reacciones y la verificación completa de estas, habiendo creído aquel químico que bastaba la influencia de dichas propiedades para determinar aquellas, pudiendo por lo tanto preverse lo que no permitía prever el conocimiento solo de la energía relativa de los cuerpos que intervienen en estas acciones.

micos que tienen lugar al mezclar una disolución de sulfato amónico con otra de carbonato potásico demuestran que la descomposición es también completa y que por lo tanto en el líquido existen sulfato potásico y carbonato amónico (Berthelot).

La experiencia ha demostrado que en algunos casos los resultados que se obtienen en la práctica están en contradicción con lo que expresan las leyes de Berthollet, y que la influencia de la insolubilidad ó de la volatilidad no se realiza sinó en el caso de que las reacciones sean exotérmicas, es decir, se verifiquen con desprendimiento de calor, pues en el caso contrario no hay concordancia entre dichas leyes y los resultados de la experiencia. Por lo tanto estas acciones caen bajo el dominio de los principios generales de la termoquímica (26) y más directamente de el del *Trabajo máximo*.

Para demostrar que las reacciones que se verifican al actuar los ácidos, las bases ó las sales sobre las sales, se realizan conforme al referido principio del trabajo máximo, aunque no tenga lugar la producción de cuerpos insolubles ó volátiles, bastará citar algunos ejemplos, como los siguientes:

Según la primera ley de las que regulan la acción de los ácidos sobre las sales (652) se ha visto que el ácido nítrico descompone al carbonato cálcico formándose nitrato cálcico y desprendiéndose anhídrido carbónico gaseoso y esta reacción se debe según Berthollet á la volatilidad del cuerpo resultante; haciendo que se verifique en el seno de la cantidad de agua necesaria para que todo el anhídrido carbónico quede disuelto, se realiza igualmente la descomposición completa del carbonato cálcico por el ácido nítrico, porque hay desarrollo de calor y sin que pueda atribuirse á la volatilidad del cuerpo resultante. Por la misma razón se descompone el borato sódico por el ácido clorhídrico (3.^a ley) aunque el ácido bórico, poco soluble, no se deposite por verificarse la reacción en la cantidad de líquido necesaria para que quede disuelto.

El cloruro amónico será descompuesto completamente por la cal (653-1.^a ley) aunque todo el amoniaco que se desprende quede en disolución, no pudiéndose por lo tanto atribuir la descomposición á la volatilidad del cuerpo resultante, sinó á las cantidades de calor producidas en estas reacciones.

Según la 2.^a ley (653) el cianuro mercúrico en disolución se debería descomponer por la potasa precipitándose óxido mercúrico insoluble y quedando disuelto cianuro potásico y sin embargo no se realiza dicha reacción; por el contrario el óxido mercúrico reacciona sobre el cianuro potásico formándose cianuro mercúrico y potasa ambos solubles. Las cantidades de calor que se producen en estas reacciones las explican perfectamente.

Al mezclar dos disoluciones una de oxalato potásico y otra de cloruro mercúrico, debería formarse (654-1.^a ley) cloruro potásico y oxalato mercúrico insoluble y sin embargo no sucede así sinó que el cloruro potásico disuelve al oxalato mercúrico, conforme á lo que hacen preveer las determinaciones calorimétricas.

Podrian citarse más ejemplos, pero con los expuestos queda suficientemente demostrado que las leyes de Berthollet no se realizan sinó en cuanto sus resultados están conformes con los principios de la Termoquímica y que por medio de estos se pueden preveer, como lo demuestra la experiencia todos los días, los resultados que se obtendrán en las acciones de los ácidos, de las bases y de las sales sobre las sales. Con esto se dan por terminadas las generalidades de los metales y se pasa al estudio particular de estos cuerpos.

Estudio particular de los metales y de sus combinaciones inorgánicas.

656. Clasificación de los metales.—Ya se ha visto (111) que atendiendo á su dinamicidad se clasifican los metales en cuatro familias, á saber: 1.^a **Metales monodinamos;** se subdivide en dos grupos, comprendiéndose en el primero el *Cesio*, *Rubidio*, *Potasio*, *Sodio*, *Litio* y *Talio* y en el segundo la *Plata*: 2.^a **Metales didinamos;** se subdivide en cuatro grupos, el primero de los cuales comprende el *Bario*, *Estroncio* y *Calcio*; el segundo, *Magnesio*, *Zinc* y *Gadolinio*; el tercero, *Plomo*, *Cobre* y *Mercurio* y el cuarto, *Aluminio*, *Cromo*, *Hierro*, *Manganeso*, *Cobalto*, *Niquel* y *Uranio*: 3.^a **Metales tridinamos,** que son el *Oro*, *Indio*, *Molibdeno* y *Tungsteno*: 4.^a **Metales tetradinamos;** comprende el *Platino*, *Iridio*, *Paladio*, *Osmio*, *Rodio* y *Rutenio*.

PRIMERA FAMILIA.

657. Metales monodinamos.—Los metales comprendidos en esta familia son *cesio*, *rubidio*, *potasio*, *sodio*, *litio*, *talio* y *plata*, á los que hay que agregar el radical compuesto *amonio*, cuyos derivados tienen muchas analogías con los del potasio y sodio. Se caracterizan porque su átomo tiene un poder de combinación igual á uno y no se combinan más que con un solo átomo de cloro, de bromo ó de yodo, etc., para formar los compuestos respectivos; sus sales halógenas se derivan por lo tanto de una molécula del hidrácido correspondiente, cuyo hidrógeno ha sido reemplazado por cualquiera de estos radicales metálicos.

Sus óxidos é hidratos corresponden al tipo agua sencillo en el que los dos átomos, ó uno solo, de hidrógeno, han sido sustituidos por otros dos, ó uno, de cualquiera de estos metales; los sulfuros y sulfhidratos se derivan de la misma manera, de una molécula de ácido sulfhídrico, y otro tanto puede decirse de los seleniuros y telururos.

Las sales del mismo género de los metales de esta familia tienen la misma constitución y son muy análogas en sus propiedades.

Si bien es cierto que la plata se parece por su dinamicidad y por otros caracteres á los metales alcalinos, no lo es menos que tiene algunos, tanto físicos

como químicos, que la aproximan al cobre y sus análogos, por lo cual hay autores que la estudian con estos y la suponen una dinamicidad igual á dos. Aunque no se admita esta suposición, debe sin embargo formar un grupo aparte dentro de la familia de los monodínamos, así como debería suceder también con el talio porque presenta caracteres que difieren algo de los que corresponden á esta familia y que le aproximan á los metales pesados.

PRIMER GRUPO.

Metales alcalinos.

658. Caracteres generales de estos metales.—Han recibido esta denominación porque sus óxidos (*álcalis*) tienen los caracteres de las bases enérgicas, así es que transforman en verde el color azul de ciertas tinturas vegetales y restablecen el color azul de la de tornasol enrojecida por los ácidos.

Está formado este grupo por el cesio, rubidio, potasio, sodio, amonio, litio y talio, y caracterizado por la solubilidad de sus hidratos y de la mayor parte de sus combinaciones, como por ejemplo los fosfatos y carbonatos que los de los demás metales son insolubles; el talio y el litio presentan algunas escepciones puesto que el cloruro y el yoduro de talio son casi insolubles y el fosfato trilitico es también muy poco soluble, no siendo éste el único carácter que diferencia al litio de estos metales, pues tiene además otros que le asemejan al magnesio.

En cambio, el cesio, el rubidio y el potasio son tan análogos que es difícil distinguir entre sí muchas de sus combinaciones; son también muy parecidos á los de potasio los compuestos correspondientes de sodio; se diferencian en que estos suelen contener más cantidad de agua, son eflorescentes y tienen distinta solubilidad que los de potasio, que por regla general son delicuescentes.

CESIO —Cs— y RUBIDIO.—Rb—

Peso atómico del cesio... 133. Peso atómico del rubidio... 85,4.

659. HISTORIA DE SU DESCUBRIMIENTO.—*Idea general de la espectrografía.*—Fueron descubiertos por Bunsen y Kirchhoff en 1860 y 1861, por un procedimiento fundado en las modificaciones que ciertas sustancias volatilizadas en el interior de algunas llamas, producen en los espectros luminosos de estas, y que ha recibido el nombre de *análisis espectroscópico ó espectral*.

ESPECTROGRAFÍA.—Cuando se observan los espectros de llamas en cuyo interior se volatilizan ciertos cuerpos, particularmente sustancias metálicas, se

vé que aquellos están formados exclusivamente por rayas brillantes, distintas en coloración, en posición ó en número para los diferentes elementos, pero invariables para cada uno de ellos, de tal manera, que son un carácter de gran valor porque permiten distinguir perfectamente unos metales de otros. Estos hechos descubiertos por Bunsen y Kirchhoff y aplicados á la análisis química, constituyeron la parte de esta, conocida con el nombre de *espectrografía*.

La sensibilidad de este procedimiento de análisis es tan grande, que basta $\frac{1}{3000000}$ de milígramo de cloruro sódico para que aparezca la raya amarilla que caracteriza al espectro de este metal.

El aparato de que se sirvieron Bunsen y Kirchhoff para estas observaciones y que ha sido modificado después, recibe el nombre de *espectroscopio* ó *espectrógrafo*; su descripción corresponde á las obras de Física. El foco luminoso que mejor se presta para ellas es el dardo de gas del alumbrado obtenido por un mechero Bunsen; puede servir también la llama del hidrógeno y la de una lámpara de espíritu de vino bien limpio. El mejor medio de colocar en el interior de la llama las sustancias que se han de volatilizar, es un alambre de platino que tenga uno de sus extremos doblado en forma de anillo pequeño, en el que se pone aquella y que se sostiene con la mano ó con un sostén especial.

No ha sido esta la única ventaja que se ha obtenido con él; observaron Bunsen y Kirchhoff que ciertas sustancias (la lepidolita de Sajonia y el residuo de evaporar 44.000 litros del agua mineral de Dürkheim) producían espectros que no correspondían á ninguno de los metales conocidos; tratando de investigar á qué cuerpos eran debidos, descubrieron dos nuevos metales, *cesio* y *rubidio*, que han recibido estos nombres, el primero por las dos rayas azules y el segundo por las dos rojas con que se manifiestan en el espectro. Otros químicos han descubierto después por este procedimiento, el tálio, el indio y el galio, como se dirá más adelante.

660. Estado natural.—Los compuestos de estos dos metales se encuentran en muchas especies minerales asociados á los de potasio, sodio y litio, siendo notable bajo este punto de vista el mineral llamado *pollux*, de la isla de Elba, que contiene 25,5 0/0 de cesio; se les halla en los residuos de la evaporación de muchos litros de casi todas las aguas minerales (1). Grandeau descubrió en el salino de la melaza que deja el azúcar de remolacha, cerca de un 2 0/0 de cloruro de rubidio y se halla también este metal en las cenizas de algunos vegetales, como el tabaco, el té, etc.

(1) Los Sres. Bonet y Saenz Diez, distinguidos catedráticos de Química de la Universidad de Madrid, han hallado el cesio ó el rubidio en casi todos los manantiales de nuestro país, que llevan analizados. Otros experimentadores han hallado también dichos metales en las aguas minerales de España analizadas por ellos.

661. Propiedades.—Hasta ahora no se ha conseguido aislar el *césio*, conociéndose solo su amalgama; se sospecha es líquido á la temperatura ordinaria; se altera rápidamente cuando se intenta aislarle y es electro-positivo en presencia de una disolución de cloruro potásico y de otros cloruros alcalinos, por lo cual se supone es el elemento más electro-positivo que hoy se conoce.

El *rubidio* es sólido, blanco argentino, muy brillante, blando, dúctil y maleable; su densidad 1,516; se funde á 38,°6 dando un líquido parecido al mercurio; al rojo se volatiliza y su vapor es azul verdoso; se oxida en contacto del aire más rápidamente que el potasio, tomando un color gris azulado y descompone el agua con mucha intensidad.

662. Obtención —El *césio* se ha intentado aislarle por la electrolisis de su cloruro, pero los glóbulos metálicos que se reúnen alrededor del alambre de hierro, en que termina el reóforo negativo de la pila de gran potencia que es necesario emplear, arden inmediatamente; si dicho reóforo se le hace terminar dentro de mercurio, se obtiene una amalgama de la que no se ha podido aislar el metal.

El *rubidio* se extrae colocando dentro de un tubo de hierro una mezcla de tartrato ácido de rubidio, tartrato de cálcio y carbón en polvo; se calienta al rojo y el vapor del metal se condensa en un recipiente que contiene nafta ó petróleo, dentro de cuyos líquidos hay que conservarle.

663. Compuestos más importantes que forman el cesio y el rubidio.—Se conocen los *cloruros* de estos dos metales (ClCs y ClRb) y algunos cloruros dobles, como el de platino y cesio y el de platino y rubidio; se han preparado también el *bromuro*, *yoduro* y *cianuro de rubidio*; estas sales halógenas son muy análogas á las correspondientes de potasio.

Los *hidratos* (CsOH y RbOH) son bases muy enérgicas que tienen mucha analogía con el hidrato potásico; saturan á los ácidos para formar las sales respectivas de las que las más importantes que hasta ahora se han estudiado son el *clorato* y el *perclorato de rubidio*, dos *sulfatos de césio*, uno *neutro* (SO_4Cs_2) y otro *ácido* (SO_4HCs) y los mismos de rubidio, los *nitratos* y los *carbonatos*; de estos últimos el de césio es soluble en el alcohol absoluto y no lo es el de rubidio.

664. Carácterés de las sales de césio y de las de rubidio.—Unas y otras son incoloras; no precipitan por el *ácido clorhídrico*, por el *sulfhídrico*, por los *sulfuros solubles*, ni por los *carbonatos alcalinos*; con el *ácido tartárico* dan precipitados blancos cristalinos, que son los tartratos ácidos de estos metales, mas soluble en el agua el de césio que el de rubidio y ambos mas que el tartrato ácido de potasio; con el *cloruro platínico*, dan precipitados amarillos, que son cloruros dobles de platino y de estos metales, menos solubles en el agua que el doble cloruro platínico-potásico; las sales de césio y las de rubidio dan á la *llama del alcohol* una coloración purpúrea; el *espectro* del césio se caracteriza por dos rayas azules y el del rubidio por dos rojas.

POTASIO.—K

Peso atómico..... 39,137.

665. HISTORIA.—Descubierto por Davy en 1807, descomponiendo la potasa por una corriente eléctrica; un año después perfeccionaron este procedimiento

Berzelius y Pontin; Gay-lussac y Thenard idearon al poco tiempo el medio de extraerle en mayor cantidad reduciendo la potasa por el hierro al rojo blanco y Brunner en 1823 utilizó para extraer el potasio la reducción del carbonato potásico por el carbón, hecho descubierto por Curadeau en 1808, empleando un aparato que es el mismo que hoy se emplea con las modificaciones introducidas por Dony, Mareska y Sainte-Claire Deville.

666. Estado en la naturaleza.—No existe libre; muchas de sus combinaciones son muy abundantes en el reino mineral y en el orgánico, como se verá al estudiarlas en particular.

667. Propiedades físicas.—Tiene color blanco argentino y brillante, es blando, se le puede aplastar entre los dedos y cortarle con un cuchillo; su densidad es 0,865 á 15°; se funde á 62°,5 y se volatiliza antes del rojo, transformándose en un vapor verde que ataca al vidrio.

668. Propiedades químicas.—Después del césio y del rubidio es el cuerpo más electro-positivo; es muy combustible ardiendo con intensidad en atmósferas de gases ó de vapores comburentes; es nocivo por la gran afinidad que tiene para el oxígeno y para otros elementos de los que constituyen los tejidos orgánicos á los que cauteriza rápidamente.

No se combina con el hidrógeno á la temperatura ordinaria; calentado á la de 300° en una atmósfera de dicho gas, forma un *hidruro de potasio* HK_2 (?) cuerpo sólido; cristalino, de color blanco argentino y brillante como una amalgama de plata; calentado en el vacío ó en una atmósfera de hidrógeno, se funde sin descomponerse; á 200° comienza á disociarse y á 440° se descompone por completo; se inflama espontáneamente en contacto del aire.

El potasio se combina con los cuerpos halógenos, ardiendo en atmósferas de cloro, de vapor de bromo ó de yodo y en el gas cianógeno; si se proyecta un fragmento de potasio sobre bromo líquido produce una explosión; el resultado de estas acciones es la formación de las sales haloideas correspondientes.

En el oxígeno ó en el aire completamente secos y á la temperatura ordinaria apenas se altera; á temperatura elevada arde transformándose en peróxido de potasio; en el oxígeno ó en el aire húmedos se oxida inmediatamente, tomando color violáceo y formándose después una costra blanquecina sobre la superficie del metal, que es debida al hidrato ó al carbonato potásico que se ha producido; para preservarle de la oxidación se le conserva dentro de nafta, de benzina ó de

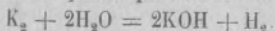
otro carburo de hidrógeno líquido. También se combina directamente con el azufre, en cuyo vapor arde, con el selenio y telurio y con algunos de los demás metaloides, formando los compuestos binarios respectivos.

Sustituye al hidrógeno de los hidrácidos; arde en los gases clorhídrico y sulfhídrico; sustituye igualmente al de los oxácidos, pero con estos y en general con todos los compuestos oxigenados actúa como reductor por la gran afinidad que tiene para el oxígeno.



Fig. 11.3 — Descomposición del agua por el potasio.

Descompone el agua á la temperatura ordinaria formando hidrato potásico é hidrógeno que se desprende; se demuestra esta propiedad echando un pequeño fragmento de potasio sobre agua contenida en una campana de cristal (fig. 11.3); inmediatamente el metal toma la forma de una esfera brillante que se mueve rápidamente sobre la superficie del agua por el desprendimiento de gas hidrógeno, que se inflama por el mucho calor que se desarrolla (47,8 calorías) y arde con una llama violada porque le acompaña algo de vapor de potasio; el glóbulo metálico va disminuyendo de volumen, la llama se apaga de pronto y entonces se oye un chasquido, proyectándose fragmentos de potasa cáustica que pueden dañar al que presencia el experimento; por esta razón conviene que la vasija donde se practica aquel sea bastante profunda y que no contenga agua más que hasta su mitad ó hasta una tercera parte. La reacción que se produce es la siguiente:



669. Obtención.—Se le obtiene reduciendo el carbonato potásico por el carbón á la temperatura del rojo intenso; se produce óxido de carbono y el potasio queda libre:



carbonato carbón óxido potasio.
potásico, de carbono.

Esta mezcla se prepara quemando cremor lártaro (tartrato ácido de potasio) para que se convierta en carbonato potásico y carbón, á los que se debe agregar un poco de creta (carbonato cálcico) para que el potasio no reaccione sobre el óxido de carbono y haya pérdidas.

La operación se practica en un vaso cilíndrico de hierro á una de

cuyas bases se atornilla un cañón de fusil en el que enchufa un recipiente también de hierro, que es una caja estrecha, rectangular, formada de dos piezas que se sujetan por medio de tornillos de presión, de tal modo, que dejan en uno de sus bordes una abertura por la que salen los gases mientras que los vapores de potasio se condensan en su interior. Terminada la operación, se separa el recipiente y se le deja enfriar sumergido dentro de nafta ó petróleo, para después separar el potasio adherido á sus paredes, que es impuro porque le acompaña un compuesto negro que forma con el óxido de carbono; se le purifica colocándole en una muñeca de lienzo, fundiéndole dentro de nafta y comprimiéndole para que pase á través de aquel, separándole así de las impurezas; por último se le destila en una retorta de hierro y sus vapores se reciben en un recipiente que contenga nafta.

670. APLICACIONES.—Tiene muy pocas, porque en todos aquellos casos en que se le emplea como reductor enérgico le reemplaza el sodio, que se obtiene más fácilmente y á menos precio: se emplea en Química para el análisis de algunos gases.

SALES HALÓGENAS DE POTASIO.

671. Cloruro potásico.— ClK — Se halla en la naturaleza constituyendo el mineral llamado sylvina; en Stassfurt existen formaciones de sulfato y de cloruro potásicos y de cloruro doble de potasio y de magnesio; se halla disuelto en el agua del mar y en la de algunos manantiales; en las cenizas de muchos vegetales hay cloruro potásico y acompaña al cloruro sódico en la economía animal, conteniéndole en mayor cantidad que este, los glóbulos rojos de la sangre y el extracto acuoso de la carne y de algunas glándulas.

Cristaliza en cubos, es incoloro, sabor parecido al de la sal comun; se disuelve en el agua, más en la caliente que en la fria, es muy poco soluble en el alcohol; echado en el fuego decrepita, es fusible y volátil al rojo; el aire no le altera.

Se le puede preparar tratando el hidrato ó el carbonato potásicos por el ácido clorhídrico ó calcinando el clorato potásico. Generalmente en la industria se purifica el cloruro potásico natural ó el de las cenizas de algunos vegetales. $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{H}_2\text{O} + \text{ClK}$

Se le emplea en la fabricación del nitrato y del clorato potásicos, en la del alumbre y como abono.

672. Bromuro potásico.— BrK .—Acompaña algunas veces, aunque en cantidades muy pequeñas, al cloruro. Cristaliza en cubos incoloros, de sabor salado, decrepita y se funde sin descomponerse; muy soluble en el agua y algo en el alcohol. Se prepara tratando el

hidrato potásico por el bromo y calcinando la mezcla de bromuro y bromato potásicos que resulta; también por doble descomposición entre el bromuro ferroso ó el de zinc y el carbonato potásico; se precipita carbonato ferroso ó de zinc y queda en disolución el bromuro potásico (1).

Se emplea en Medicina, siendo un agente terapéutico importante.

673. Yoduro potásico —IK.—Existe en pequeña cantidad en el agua del mar y de algunos manantiales salados, así como en las cenizas de los vegetales que viven en aquellos, acompañando á otros yoduros.

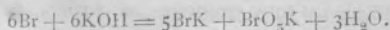
Cristaliza en cubos, es incoloro, de sabor salado ligeramente ácre, muy soluble en el agua, más en la caliente, y algo en el alcohol, se funde al rojo sin descomponerse y es algo volátil. El yodo es muy soluble en la disolución de esta sal, constituyendo el *yoduro potásico yodurado*.

Se prepara como el bromuro, tratando el hidrato potásico por el yodo y calcinando la mezcla de yoduro y yodato que resulta; precipitando una disolución de yoduro ferroso ó zíncico por el carbonato de potasio..

Es una sal muy usada en Medicina, constituyendo uno de los medicamentos más importantes de que aquella dispone. Se usa también en la fotografía.

674. Fluoruro potásico.—FK.—Es incoloro, cristaliza en cubos como los anteriores, que cuando se depositan á temperatura baja contienen dos moléculas de agua de cristalización; muy soluble en el agua y hasta deliquescente y muy poco en el alcohol; el calor le funde. Con el ácido fluorhídrico forma un fluorhidrato y con los fluoruros de boro y de silicio, fluoruros dobles; el fluorhidrato se descompone por el calor desprendiendo ácido fluorhídrico, hecho que se utiliza para preparar este ácido (175); ataca al vidrio.

(1) Se puede obtener el bromuro potásico de las aguas madres de algunas salinas; para ello se las trata por una corriente de cloro que transforma los bromuros que aquellas contienen en cloruros dejando el bromo libre; se las agita con éter que disuelve á este mejor que el agua y le separa del resto del líquido; se decanta la disolución eterea de bromo y se la trata por una lejía de potasa hasta que pierda todo el color, porque se forman bromuro y bromato potásicos:

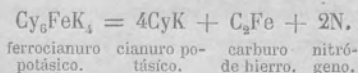


Se destila para aprovechar el éter y el residuo se calcina para transformar el bromato en bromuro.

Se prepara el fluoruro de potasio tratando el carbonato potásico por un pequeño exceso de ácido fluorhídrico; se evapora la disolución en una cápsula de platino y se calcina el residuo para desalojar el exceso de ácido.

675. Cianuro potásico.—CyK.—Cristaliza en cubos ó en octaedros regulares, siendo isomorfo con el cloruro de potasio; es incoloro, sabor cáustico y algo á almendras amargas, muy soluble en el agua y delicuescente, insoluble en el alcohol absoluto pero soluble en el que contiene agua sobre todo en caliente; se funde al rojo y es volátil; al rojo blanco se descompone. Es un reductor muy enérgico y muy venenoso; les cuerpos oxidantes le transforman en cianato y el azufre en sulfocianato; los ácidos le atacan desprendiendo ácido cianhídrico; su disolución acuosa se altera facilmente en contacto del aire desprendiendo olor á almendras amargas; cuando se la hace hervir se transforma en formiato amónico; esta disolución disuelve á muchos cianuros metálicos, porque se forman cianuros dobles, y también al cloruro, bromuro y yoduro de plata.

Se puede preparar combinando directamente el cianógeno con el potasio ó tratando el hidrato ó el carbonato potásicos por el ácido cianhídrico. Generalmente se hace esta preparación calcinando al rojo sombra en una retorta de barro, el ferrocianuro potásico desecado; se forman carburo de hierro y cianuro potásico, desprendiéndose nitrógeno:

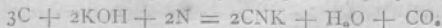


Se trata la masa por alcohol poco concentrado y caliente, que disuelve al cianuro potásico y no al carburo de hierro, se evapora la disolución alcohólica y se deposita el cianuro disuelto, que se puede fundir después dándole la forma de tabletas ó de cilindros pequeños (1).

Se emplea en los laboratorios como reactivo, en Medicina y en algunas artes.

676. Sulfocianuro (sulfocianato) potásico.—CySK.—Cristaliza en prismas largos y estriados parecidos á los del nitro; es incoloro, de sabor salado y algo picante, muy soluble en el agua y en el alcohol y delicuescente; el calor le oscurece, pero por enfriamiento vuelve

(1) En Newcastle se prepara en grandes cantidades el cianuro potásico haciendo pasar una corriente de nitrógeno sobre carbón de madera impregnado de una lejía de potasa y calentado al rojo; se forma cianuro potásico y se desprenden agua y óxido de carbono:

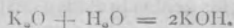


á quedar incoloro. Se prepara calcinando una mezcla de ferrocianuro potásico y de azufre; se trata después la masa por alcohol caliente para que se disuelva el sulfocianuro, que cristaliza por enfriamiento.

Se emplea en los laboratorios como reactivo.

ÓXIDOS DE POTASIO.

677. El potasio forma dos óxidos, un *peróxido* de la fórmula K_2O_2 que se produce cuando se tiene el metal fundido por mucho tiempo en presencia de un exceso de oxígeno, y un *protóxido* K_2O , sólido, de color gris, fusible y volátil; es un cuerpo muy ávido de agua, á la que absorbe produciéndose una elevación considerable de temperatura y transformándose en hidrato potásico:



Se le prepara tratando el hidrato potásico por el potasio.



HIDRATO POTÁSICO.—KOH.

(Potasa cáustica.)

678. HISTORIA Y SINONIMIA.—Fué considerado como cuerpo simple hasta 1807 en que Davy le descompuso por la pila, descubriendo el potasio (**665**). Ya Lavoisier creyó que era un cuerpo compuesto por sus propiedades y sobre todo por la de neutralizar los ácidos, como los óxidos de metales ya conocidos. Se le conoce además con los nombres de *hidróxido de potasio*, *álcali vegetal*, *pedra de cauterio*, etc.

679. Propiedades.—Es sólido, blanco, inodoro, de sabor á lejía y muy cáustico; muy soluble en el agua, con la que forma lejías, en el alcohol y delicuescente; el calor le funde y es algo volátil á una temperatura muy elevada; se descompone algo al rojo blanco.

Es una base muy enérgica que neutraliza á todos los ácidos para formar las sales potásicas; ataca y corroe á las materias orgánicas disolviendo algunos tejidos vegetales y animales, es por lo tanto un veneno muy activo cuyos antidotos serán las sustancias ácidas. El cloro bromo y yodo actúan sobre este cuerpo produciendo cloruro, bromuro ó yoduro y además clorato, bromato ó yodato; si actúan sobre disoluciones diluidas se produce una sal menos oxigenada; en el aire húmedo absorbe rápidamente el agua y el anhídrido carbónico para formar carbonato potásico muy delicuescente. Reacciona con el agua

desarrollándose una gran cantidad de calor (13,4 calorías) cuando se ponen ambos cuerpos en contacto; puede combinarse con dos moléculas de aquella para formar un compuesto cristalizado ($\text{KOH}, 2\text{H}_2\text{O}$).

680. Preparación.—Se prepara hirviendo en una caldera de hierro una disolución de carbonato potásico, en diez partes de agua, con una lechada de cal, hasta que filtrando un poco del líquido y tratándole por un ácido ya no dé efervescencia; es necesario en esta operación renovar el agua de la disolución á medida que se va evaporando porque si se dejara concentrar mucho, el hidrato potásico reaccionaría sobre el carbonato cálcico regenerando el carbonato potásico y la cal; se deja sedimentar el carbonato de calcio que se ha formado, mas la cal escedente, tapando perfectamente la caldera para que no tenga acceso el aire; se decanta despues el líquido, que tiene en disolución el hidrato potásico y se le evapora en una caldera de hierro bien limpia, hasta que la potasa quede sólida; se la funde en una cápsula de plata y la masa fundida se vierte sobre una piedra de jaspe ó en moldes cilindricos de hierro (rielera) para que se solidifique, guardandola después en frascos bien cerrados; el hidrato así preparado no es puro y recibe el nombre de *potasa á la cal*. Para purificarle se le disuelve en alcohol, se deja la disolución en reposo para que sedimenten los cuerpos insolubles en aquel, se decanta el líquido, se le destila, para separar la mayor parte del alcohol, y se termina la evaporación en una cápsula de plata, fundiendo el hidrato potásico en la misma y vertiéndole sobre la piedra de jaspe ó en la rielera para que se solidifique, constituyendo la *potasa al alcohol*.

681. APLICACIONES.—Es un reactivo muy usado en Química tanto en estado sólido como en disolución acuosa ó alcohólica; en Medicina se usa como cauterio; en la industria se emplea para fabricar los jabones blandos y para otros vários usos.

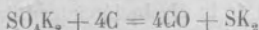
SULFUROS Y SULFIDRATO DE POTASIO.

682. Se conocen cinco sulfuros de potasio, á saber:

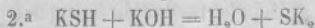
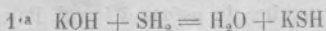
<i>monosulfuro</i>	SK_2
<i>bisulfuro</i>	S_2K_2
<i>trisulfuro</i>	S_3K_2
<i>tetrasulfuro</i>	S_4K_2
<i>pentasulfuro</i>	S_5K_2

son poco importantes hecha escepción del primero. Forma además un *sulfhidrato* (KSH) correspondiente al hidrato.

683. Monosulfuro de potasio.— SK_2 .—Es sólido, amorfo, de sabor hepático, delicuescente, muy soluble en el agua y su disolución es incolora y cáustica; se combina con el azufre para formar polisulfuros potásicos amarillos ó rojos; el aire le altera porque absorbe la humedad y el anhídrido carbónico, transformándose en carbonato, polisulfuro é hiposulfito potásicos; algunas veces se inflama por la acción del oxígeno; el ácido sulfhídrico le convierte en sulfhidrato. Se prepara por vía seca y por vía húmeda: por vía seca, calcinando el sulfato neutro de potasio con carbón:



La operación se practica en una retorta de barro en la que se coloca una mezcla bien íntima de sulfato potásico en polvo y negro de humo; á la boca de la retorta se adapta un tubo doblado en ángulo recto que su porción vertical tenga una longitud de más de 760 milímetros y cuyo extremo se sumerge en una vasija que contenga mercurio; calentando al rojo hasta que no se desprendan gases, se produce la reacción antes mencionada; se deja enfriar lentamente la retorta ascendiendo el mercurio en el tubo por el vacío que queda, destapándola después y arrojando al aire el polvo que contiene, este arde (*piroforo de Gay-Lussac*). Por vía húmeda, tratando la mitad de una lejía de potasa por el hidrógeno sulfurado, hasta que huela mucho á este gas, para formar *sulfhidrato potásico* y agregando después la otra mitad de la lejía, para que el sulfhidrato se transforme en monosulfuro:



También puede obtenerse por doble descomposición entre el sulfuro de bário y el sulfato potásico.

Se emplea alguna vez en los laboratorios como reactivo.

684. Polisulfuros de potasio.—Fundiendo una mezcla de azufre y de carbonato potásico, se desprende anhídrido carbónico y por enfriamiento queda una masa de color pardo, llamada *higado de azufre*, formada por un polisulfuro de potasio con mezcla de sulfato, hiposulfito y carbonato potásicos; si se pone el azufre en exceso, el polisulfuro que resulta es un *pentasulfuro potásico*, que se puede preparar también hirviendo una lejía de potasa con un exceso de flor de azufre; el líquido pardo rojizo que resulta contiene el pentasulfuro mezclado con hiposulfito.

Se conocen varios seleniuros y un telururo de potasio, poco importantes.

Sales anfígenas de potasio.

685. Hipoclorito potásico (*agua de Javel*).—No se le prepara mas que en disolución acuosa, tratando una disolución de hipoclorito cálcico por otra de carbonato potásico; se forma hipoclorito potásico que queda en disolución y carbonato cálcico que se precipita. Como

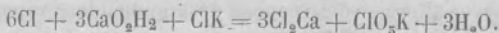
el hipoclorito cálcico contiene cloruro cálcico, resulta el producto mezclado con bastante cloruro potásico.

Se emplea como agente de decoloración y de desinfección.

686. Clorato potásico.— ClO_3K .—Descubierto por Berthollet en 1786 (*sal de Berthollet*) y determinada su composición por Gay-Lussac (1814). Cristaliza en láminas romboidales transparentes parecidas á escamas, incoloro, de sabor parecido al del nitro, poco soluble en agua fría y más en la caliente; fusible á 400° y á mayor temperatura se descompone, primero en cloruro y perclorato potásicos y oxígeno (186) y por último en cloruro potásico y oxígeno, por lo cual deflagra cuando se le echa sobre carbones encendidos. Es un oxidante muy enérgico que detona por el choque ó por el calor, cuando está mezclado con sustancias ávidas de oxígeno.

Se prepara en los laboratorios por la acción del cloro sobre una disolución concentrada de hidrato potásico; se forma cloruro y clorato potásicos y por ser este menos soluble que el cloruro, cristaliza antes.

En la industria para evitar el empleo de la potasa ó del carbonato, cuyo precio es elevado, se transforma el clorato de calcio en clorato de potasio, para lo cual se hace pasar la corriente de cloro sobre una mezcla de hidrato cálcico, cloruro potásico y agua; se forma clorato cálcico que con el cloruro potásico pasa á clorato potásico y cloruro de calcio:



Se emplea en los laboratorios para la preparación del oxígeno y de otros cuerpos y para producir oxidaciones; se usa mucho en Medicina en disolución y bajo la forma de pastillas; se emplea en la fabricación de ciertas pólvoras usadas en los fuegos artificiales; forma parte de la pasta de algunas cerillas fosfóricas y es la base de la que constituye las llamadas *cerillas sin fósforo*.

687. Perclorato potásico.— ClO_4K .—Cristaliza en prismas transparentes, incoloros, muy poco solubles en el agua fría y algo más en la caliente; el calor le descompone en cloruro potásico y oxígeno. Se prepara por la acción de un calor moderado sobre el clorato y tratando la masa por agua fría, cuando ya no se desprende más oxígeno, para disolver el cloruro.

Los oxácidos del bromo y del yodo forman también las sales potásicas correspondientes, análogas á las del cloro.

688. Sulfato neutro de potasio.—(*sulfato bipotásico*).— SO_4K_2 .—Se le conoce además con los nombres de *sal policresta de Glas-*

ser, tártaro vitriolado, sal de duobus, arcano duplicado. Existe en Stassfurt acompañando al cloruro; en las inmediaciones del Vesubio sobre la lava de este volcan; disuelto en el agua del mar y de algunos manantiales salinos; en la ceniza de las plantas marítimas y en la de muchos vegetales; en la orina y en la ceniza de casi todos los líquidos y tejidos animales.

Cristaliza en prismas exagonales terminados por pirámides de seis caras, incoloros, transparentes, de aspecto vítreo, muy duros y de sabor salado algo amargo; es poco soluble en el agua è insoluble en el alcohol; se funde al rojo sin descomponerse; no se altera en contacto del aire.

Se le obtiene como residuo de la preparación industrial del ácido nítrico por medio del ácido sulfúrico y del nitrato potásico; se prepara saturando el sulfato ácido de potasio por el carbonato potásico. Se extrae de las cenizas de algunos vegetales y purificando el sulfato potásico natural.

Se le emplea alguna vez en Química y en Medicina; en la industria sirve para la fabricación del alumbre y del nitrato potásico.

689. Sulfato ácido de potasio.—(sulfato monopotásico, bisulfato potásico).— SO_4HK .—Se le ha encontrado en una gruta cerca de Nápoles; cristaliza en agujas ó en octaedros romboidales; incoloro, de sabor ácido, mucho más soluble en el agua que el anterior, se funde á 197° y á mayor altura se descompone desprendiéndose vapor acuoso, anhídridos sulfúrico y sulfuroso y oxígeno, quedando como residuo sulfato neutro; su reacción es muy ácida. Se utiliza para obtenerle el residuo de la preparación del ácido nítrico por el nitrato potásico, en vasijas de vidrio (440); se le puede preparar también calentando el sulfato neutro con ácido sulfúrico.

Se emplea en análisis química como reactivo para la vía seca.

690. Nitrito potásico.— NO_2K .—Es una sal cristalina, incolora, muy delicuescente, que se prepara fundiendo en un crisol de hierro el nitrato potásico, añadiéndole después el doble de su peso de plomo y removiendo la masa constantemente con una espátula de hierro; se trata por agua, filtra y se pasa por el líquido, primero gas carbónico y luego gas sulfhídrico, para precipitar todo el plomo; se evapora después hasta sequedad.

Se emplea alguna vez como reactivo en análisis química.

691. Nitrato potásico.—(nitro, salitre).— NO_3K .—Es una sal

que abunda formando eflorescencias en los terrenos salitrosos (salitres) que existen en varias comarcas de España, de Hungría, de Egipto, de Bengala. etc.; se la halla en las paredes de ciertos establos, cuadras y cuevas y en las de algunos edificios antiguos.

Cristaliza en prismas rectos rombales muy largos agrupados en haces que les hacen aparecer como prismas exagonales estriados longitudinalmente, alguna vez cristaliza en romboedros y siempre anhidro, es decir, sin agua de cristalización; es incoloro, produce sobre la lengua una sensación de frescura y algo picante; muy soluble en el agua caliente y menos en la fría, algo soluble en el alcohol; fusible á 350° y á mayor temperatura se descompone dando primero nitrito y oxígeno y después una mezcla de óxido y de peróxido de potasio, nitrógeno y oxígeno; por eso cuando se le echa sobre el fuego deflagra, puesto que activa la combustión; es muy oxidante y mezclado con sustancias combustibles, como el azufre, el carbón, etc., las quema, ya por un choque, con detonación, ya calentando la mezcla; otras veces produce oxidaciones á la temperatura ordinaria ó poco superior á esta, añadiéndole ácido sulfúrico que deja en libertad al nítrico.

En los países donde existen nitrerías naturales se extrae el nitro sometiendo las tierras que le contienen á la acción del agua caliente para separar las sustancias insolubles; concentradas las disoluciones el nitro cristaliza, pero impuro (nitro bruto); este nitro contiene hasta un 5 por 100 de sustancias extrañas constituidas mas principalmente por cloruro sódico y materias terrosas. Se le purifica como se dirá mas adelante.

En los países donde no existen nitrerías naturales se las hace artificiales mezclando materias animales, cenizas de maderas y sustancias calizas, como yesones y escombros con las que se hacen unas especies de tapias ó paredones en dirección perpendicular á la de los vientos mas dominantes en el país; se riegan estos materiales frecuentemente con orines y aguas inmundas y trascurrido algun tiempo se forma en ellos, en la parte mas espuesta á la acción del viento, bastantes eflorescencias de nitro, que se separa y se trata como se ha dicho para las tierras salitrosas.

Se obtiene también nitro impuro tratando por agua hasta que no disuelva nada, los yesones y escombros procedentes del derribo de las paredes de cuadras, establos, cuevas etc. que contienen eflorescencias de dicha sal; las disoluciones obtenidas se tratan por cenizas de ve-

getales para transformar los nitratos cálcico y magnésico que contienen, en nitrato potásico. Con el objeto de no necesitar el empleo de cenizas cuyo precio es bastante elevado, se tratan primero por cal los líquidos procedentes del tratamiento de los yesos para transformar las sales magnésicas en cálcicas; después por sulfato sódico para precipitar la cal en estado de sulfato cálcico y por último por cloruro potásico para transformar el nitrato sódico en nitrato potásico separándose por la concentración cloruro sódico, que ya se ha dicho se disuelve próximamente lo mismo á todas temperaturas.

NITRIFICACIÓN.—La formación del nitro en las nitrerías es debida á la oxidación de las sustancias orgánicas nitrogenadas y de los compuestos amoniacales que de ellas se desprenden, originando ácido nítrico que transforma en nitratos los carbonatos alcalinos y alcalinotérreos en cuya presencia se produce aquel; el carbonato potásico de las cenizas transforma en nitrato potásico á los nitratos cálcico y magnésico que se han formado durante el trabajo de la nitrificación, en las nitrerías artificiales.

Como en muchas nitrerías naturales no concurren las circunstancias mencionadas anteriormente, por lo que no puede atribuirse á ellas la formación del nitro, se supone que es debida á la evaporación activa que hay en los climas mas ó menos cálidos donde dichas nitrerías existen, cuyo fenómeno va siempre acompañado de la formación de nitrito amónico, que en presencia de los carbonatos alcalinos y alcalinotérreos del terreno y del oxígeno del aire, se transforma en nitratos.

Hoy se cree que la nitrificación es el resultado de una fermentación que se efectúa, como otras varias, merced á un organismo viviente.

La purificación del nitro bruto procedente de las nitrerías naturales ó artificiales, se efectúa disolviéndole en agua hirviendo (100 de nitro en 20 de agua) con lo cual quedan como insolubles una gran parte de las sustancias que le impurifican, que se separan del fondo de las calderas; se añade después algo de agua y un poco de cola fuerte para clarificar la disolución, puesto que la cola arrastra consigo todas las sustancias que enturbiaban aquella, que se separan bajo la forma de espumas; se deja enfriar agitando sin cesar para que el nitro cristalice en *arenillas* reteniendo poca cantidad de aguas madres, en las que están los cloruros, y se hacen escurrir; después se colocan dichas arenillas en cajas de doble fondo, el superior agujereado, apretando la masa cuanto se pueda y se lavan con disoluciones saturadas de nitro puro que no disolverán mas cantidad de esta sal pero si á los cloruros (654), purificando de esta manera el nitrato potásico hasta que no llega á tener mas que unas 2 milésimas de sales

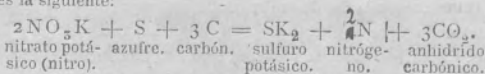
estrañas; después se le deseca en secadores calentados con el calor de los mismos hornos.

Hoy día procede una gran parte del nitró que se consume en la industria y en las artes de una doble descomposición entre el nitrato sódico natural procedente del Perú y el cloruro potásico; hirviendo y concentrando reunidas disoluciones de dichas sales, se deposita cloruro sódico, menos soluble y queda en disolución el nitrato potásico.

Esta sal tiene numerosas aplicaciones; se la emplea para la preparación del ácido nítrico, del carbonato potásico puro y para oxidar á muchas sustancias; también se emplea en Medicina, pero la mas importante de sus aplicaciones es para la fabricación de la *pólvora* (1).

(1) **Pólvora.**—Es una sustancia formada por una mezcla de *nitrato potásico*, *azufre* y *carbón*, en proporciones diversas segun la aplicación que se la haya de dar. La gran fuerza expansiva que desarrolla la pólvora al quemarse, es debida á la gran cantidad de gases que se producen en su combustión y á la temperatura tan elevada á que se hallan sometidos estos gases por el calor de dicha combustión; en efecto, la pólvora se quema á unos 300° y dá una masa gaseosa que ocupa unas trescientas veces el volúmen de aquella, pero como la temperatura se eleva á más de 1100°, dicho volúmen se quintuplica por lo menos y ocupa por lo tanto unas 1500 veces mas que la pólvora de que procede. Verificándose estos fenómenos en espacios muy limitados (cañones de las armas de fuego, agujeros de los barrenos etc.) aquellos gases ejercen una gran presión sobre los cuerpos que impiden su expansión.

La reacción que expresa los cambios químicos que tienen lugar al quemarse la pólvora ordinaria es la siguiente:



El azufre además de aumentar la inflamabilidad de la pólvora, contribuye á que no se forme potasa que retendría una parte del anhídrido carbónico; el carbón por la gran cantidad de calor que desarrolla al quemarse y por el mucho gas que se produce en su combustión dá á la pólvora una gran fuerza de proyección.

Composición de las pólvoras.—Las cantidades de nitró, azufre y carbón que se emplean para fabricar las pólvoras varían algo de las que expresa la reacción anterior (que puede considerarse como una composición teórica de la pólvora) segun que se haya de aplicar á las armas de fuego para la guerra (*pólvora de guerra*) ó para la caza (*pólvora de caza*) ó á los barrenos de las minas (*pólvora de minas*), como puede verse á continuación:

Componentes.	Composición teórica de la pólvora	Pólvora de guerra (española).	Pólvora de caza.	Pólvora de minas.
Nitró.	74,86	75,00	76,90	62,00
Azufre.	11,84	12,50	9,60	20,00
Carbón.	13,30	12,50	13,50	18,00
	100,00	100,00	100,00	100,00

692. Carbonato neutro de potasio.—(*carbonato bipotásico*.)— CO_3K_2 —Esta sal, que se conoce en el comercio con el nombre de *potasa*, existe disuelta en el agua de algunos manantiales, en pequeña cantidad; en mayor cantidad en la ceniza de muchos vegetales procedente de la descomposición de las sales potásicas de ácidos orgánicos que contienen dichos vegetales; se la encuentra también en la sangre y en otros líquidos animales y en la orina humana después de la ingestión de sales potásicas neutras de ácidos vegetales.

Es sólido, cristaliza difícilmente en octaedros romboidales que contienen dos moléculas de agua ($\text{CO}_3\text{K}_2, 2\text{H}_2\text{O}$), blanco, de sabor acre, algo cáustico, muy soluble en el agua y delicuescente, se disuelve en la humedad atmosférica dando un líquido espeso que los antiguos llamaron *aceite de tártaro por deliquio*; el calor le funde pero no le descompone; su reacción es básica; á una temperatura elevada el vapor de agua puede desalojar á todo ó parte de su anhídrido carbónico transformándole en hidrato potásico; el anhídrido carbónico le convierte en carbonato ácido de potasio.

Se prepara quemando el tartrato ácido de potasio (cremor tártaro); resulta una mezcla de carbonato neutro de potasio y de carbón, lla-

La composición de las pólvoras de guerra varía también algo en las distintas naciones y segun la naturaleza del arma de fuego en que se haya de emplear.

Fabricación de la pólvora.—El azufre que se emplea en la fabricación de las pólvoras es el refinado (200) porque la flor de azufre contiene siempre ácido sulfuroso y aun sulfúrico que reaccionando sobre el nitrato potásico alteraría la composición y las cualidades de las pólvoras. Los carbones que se prefieren para esta fabricación son los de madera de arraclán, de chopo, de sauce, de tilo etc.; estos carbones deben obtenerse sometiendo las maderas de dichos vegetales á una carbonización lenta en cilindros de hierro fundido cuya temperatura se eleva por medio del vapor de agua recalentado.

El azufre y el carbón se muelen juntos y se les mezcla después con el nitro puro, humediciendo la mezcla con un poco de agua; se la coloca en unos morteros de madera de roble y se la golpea durante muchas horas con unos pilones de hierro con mango de madera; se la dá después la forma de galletas que se desecan y se las reduce á granos sobre cribas en las que hay un disco de madera animado de un movimiento de rotación. Por último la pólvora granulada se la deseca al sol en verano y en aire caliente en invierno.

Ensayo de las pólvoras.—Se determina la composición de una pólvora, tratando un peso conocido de ella por agua destilada hasta que esta no disuelva nada; evaporando esta disolución y pesando el residuo se tendrá la cantidad de nitro; la mezcla de azufre y carbón que habrá quedado, se la deseca y trata por sulfuro de carbono que disolverá todo el azufre, evaporando el disolvente quedará aquel libre y se pesa; por último se deseca y pesa el carbón que queda como residuo. Las cantidades de nitro, azufre y carbón se refieren á 100 partes como se ha visto en los ejemplos anteriores.

mada *flujo negro*, que tratada por agua para disolver el carbonato, filtrando para separar el carbón y evaporando la disolución en una cápsula de plata, queda la sal pura. Mezclando el cremor con un poco de nitrato potásico se quema también el carbón y resulta una sustancia llamada *flujo blanco*, que está formada por carbonato potásico y alguna vez contiene algo de cianuro y de nitrito potásicos.

En la industria se prepara este carbonato, incinerando las maderas y otras sustancias vegetales, lexiviando las cenizas obtenidas y evaporando hasta sequedad las lejías que contienen disuelto el carbonato potásico y otras sales, resulta el *salino* que es el carbonato muy impuro; se le calcina al rojo en un horno de reverbero para destruir todas las sustancias orgánicas que aún contiene, constituyendo entonces la potasa bruta, conocida con los nombres de *potasa de Rusia, de Toscana, de Dantzick, de Tréveris, de América*, etc. Se refina esta disolviéndola en su peso de agua fría, con lo cual no se disuelve más que el carbonato potásico porque el cloruro y el sulfato no son solubles en las disoluciones concentradas de dicho carbonato. Decantando la disolución y evaporada á sequedad deja como residuo la potasa del comercio que contiene un poco de carbonato sódico.

Se obtiene también el carbonato potásico del comercio utilizando los residuos de la extracción del azúcar de las remolachas, que dan un salino que contiene un 32 por 100 de dicho carbonato.

Las aguas procedentes de lavar en frío las lanas sucias, evaporadas á sequedad, calcinando el residuo y tratado por agua dan un carbonato potásico casi puro, sobre todo exento de carbonato sódico; cada 1.000 kilogramos de lana que se somete al lavado pueden dar 75 de carbonato potásico.

Se emplea en los laboratorios como reactivo y para varias preparaciones; en la industria para preparar la potasa cáustica; en la fabricación del vidrio de Bohemia y de los cristales usados en óptica; en la del silicato potásico, etc.

693. Carbonato ácido de potasio.—(*carbonato monopotásico: bicarbonato potásico*).— CO_2HK .—Cristaliza en prismas oblicuos incolores, de sabor menos cáustico que el anterior y menos soluble que él en el agua; no es delicuescente; á una temperatura superior á 65° se descompone desprendiendo anhídrido carbónico y agua y transformándose en carbonato neutro; dá reacción básica.

Se prepara haciendo pasar una corriente de anhídrido carbónico sobre una disolución acuosa de carbonato neutro.

694. Silicato tetrapotásico.—(*vidrio soluble*).— SiO_4K_4 .—Es sólido, amorfo, incoloro, vítreo, muy duro, soluble en el agua y fusible; dá reacción básica; en contacto del aire seco no se altera, pero el aire húmedo le delicuesce; absorbe el anhídrido carbónico y deja depositar sílice trascurrido algún tiempo.

Se prepara fundiendo en un crisol una mezcla de pedernal, hidrato ó carbonato potásico y carbón en polvo; después de fría la masa se la pulveriza, se trata por agua hirviendo para disolver todo el silicato y separarle de las materias insolubles que le acompañan, y se concentra la disolución. También se obtiene disolviendo en potasa algunas variedades de sílice.

Se emplea para cubrir las maderas, ciertos tejidos y piedras (silicatización) de un barniz brillante, impermeable y que evita que los objetos combustibles á los que cubre, ardan con llama. Haciendo una mezcla de cola y de silicato potásico y adicionando diversas materias colorantes se obtienen pinturas sobre piedras, maderas, etc., de una gran duración.

695. Caracteres específicos de las sales de potasio.—

Son casi todas ellas incoloras y las que tienen color lo deben á los cuerpos con quienes está combinado el metal; son delicuescentes y cristalizan por regla general en la forma prismática.

No precipitan con el *ácido clorhídrico*, con el *sulfhídrico*, con los *sulfuros solubles*, ni con los *carbonatos alcalinos*; con el *ácido perclórico* dán precipitado blanco de perclorato potásico, poco soluble en el agua; con el *tartárico* en exceso dán un precipitado blanco cristalino de tartrato ácido de potasio; con el *hidrofluosilícico*, precipitado gelatinoso, casi incoloro, de hidrofluosilicato potásico; con el *piérico*, precipitado amarillo de canario de pierato potásico; con el *cloruro platínico*, precipitado amarillo cristalino de cloruro doble de platino y de potasio; á la *llama del alcohol* la dán un color violado purpúreo y observando el *espectro* de las llamas coloreadas por un compuesto volátil de este metal, se ven dos rayas, una roja y otra violada.

SODIO.—Na'.

Peso atómico. . . . 23.

696. HISTORIA.—Descubierto por Davy en 1807, al mismo tiempo que el potasio; perfeccionado después el procedimiento de extracción por Gay-Lussac y Thenard, Brunner y Sainte-Claire Deville.

679. Estado en la naturaleza.—No se le encuentra libre; sus combinaciones son muy abundantes en el reino mineral y algunas se hallan en el orgánico, como se verá al exponerlas.

698. Propiedades.—Son muy análogas á las del potasio; cristaliza en octaedros de color blanco argentino, su densidad 0,985; blando como la cera, á la temperatura ordinaria, pero aumenta su dureza con el frio; se funde á 95°,6 y al rojo se volatiliza. Es menos electropositivo que el potasio por lo cual es también menor su afinidad para los cuerpos electro-negativos como el oxígeno; arde con llama amarilla característica y corroe las sustancias y tejidos orgánicos, por lo cual debe evitarse ponerle en contacto con éstos.

Se combina con el hidrógeno cuando se le mantiene fundido en

una atmósfera de este gas á una temperatura de 300° ; al hidruro de sodio se le atribuyén las fórmulas H_2Na (?) y la de H_2Na_4 (?) y tiene las mismas propiedades que el de potasio, aunque es menos alterable que éste en contacto del aire.

El oxígeno y el aire bien secos no alteran al sodio que puede fundirse en presencia de ellos sin arder, pero si están húmedos, vá perdiendo poco á poco el brillo argentino tomando un color azulado cada vez más oscuro, terminando por cubrirse de una capa de hidrato ó de carbonato sódico. Con los demás metaloides funciona como el potasio y lo mismo sucede con los ácidos; se une con aquél y forma una aleación que es líquida; descompone el agua á la temperatura ordinaria, formando hidrato sódico é hidrógeno que se desprende, pero que no arde á no ser que se haya añadido al agua una sustancia, como la goma ó el azúcar, que haciéndola más espesa, dificulte los movimientos del glóbulo metálico sobre su superficie. $Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$

699. Obtención.—Se obtiene como el potasio reduciendo el carbonato sódico por el carbón, añadiendo á la mezcla de estos cuerpos un poco de creta para hacerla menos fusible; la operación se practica en el mismo aparato que se describió al tratar del potasio. En la extracción industrial del sodio el vaso de hierro se ha reemplazado por un cilindro largo A (fig. 114) del mismo metal, rodeado de un lodo refractario; una de sus bases comunica, por medio de un tubo de hierro, con el recipiente C aplastado cuyas mitades están sujetas por los tornillos de presión *v v*; el sodio líquido descende del recipiente á un vaso V donde se le recoge. Se le purifica fundiéndole debajo de aceite de nafta y vertiéndole después en una rielera. Se le conserva en aire puro.

700. APLICACIONES.—Se le emplea como agente reductor en la extracción del boro y del silicio; la mayor parte del sodio que se extrae se utiliza para la metalurgia del magnesio, del aluminio y de otros metales más electro-negativos que el sodio.

CLORURO SÓDICO— $ClNa$.

(*Sal común, sal gema, sal marina.*)

701. Estado en la naturaleza.—Es muy abundante en la naturaleza; se le encuentra en el reino mineral en estado solido, constituyendo en muchas localidades estensos criaderos de *sal gema* ó *sal de mina*, debiendo mencionarse en nuestro país las minas de Cardona

(Barcelona), Mingianilla (Cuenca), Valtierra (Navarra) y otras muchas y en el extranjero las de Wiellizka, Stassfurt, Norwich, etc.; existe en disolución en el agua del mar y de muchos manantiales salados, abundantes también en nuestro país. Todos los vegetales y particularmente los que viven á las orillas del mar y de los manantiales salados contienen cloruro sódico, así como los líquidos y tejidos de la economía animal.

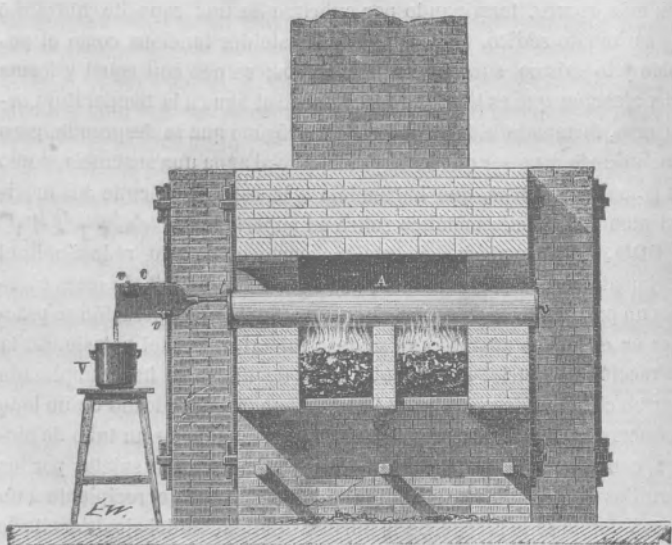


Fig. 114.—Obtención del sodio.

702. Propiedades.—Cristaliza en cubos que se agrupan unos con otros formando tolvas, es decir, unas pirámides cuadrangulares huecas; algunas veces cristaliza en octaedros; es incoloro, de sabor salado característico; el agua á 18° disuelve 35 0/0 de esta sal y á 100° un 40,4 0/0, su solubilidad por lo tanto es próximamente la misma á todas temperaturas; cuando se mezcla con agua congelada produce un descenso de temperatura de 20° ; es insoluble en el alcohol absoluto. Echados los cristales de cloruro sódico sobre carbones encendidos, decrepitan; al rojo se funde y cuando se enfria forma una masa blanca cristalina; á la temperatura á que se funde el platino, hierve; se volatiliza al rojo blanco. Aunque es una sal anhidra puede combinarse

con el agua y cristalizar con dos moléculas de esta, enfriando su disolución á -12° ; el aire no altera al cloruro sódico puro, en el aire muy húmedo se delicuesce algo.

703. Extracción.—El cloruro sódico se extrae del agua del mar (1) ó de los manantiales salados ó explotando los criaderos de sal gema. Del agua del mar y de los manantiales salados se la separa sometiéndola á la evaporación espontánea; se favorece esta aumentando la superficie del líquido lo que se consigue, bien colocando el agua en estanques de poco fondo hechos sobre terrenos poco permeables, como se hace en las *salinas* situadas en las orillas del mar en los países cálidos ó templados, bien haciéndola descender varias veces por una especie de muros altos ó bastimentos hechos con haces de ramas de espino debajo de cobertizos abiertos á todos los vientos, en dirección perpendicular á los que más suelen dominar en el país; así es como se acelera la evaporación de las aguas saladas en aquellos puntos donde el terreno es muy accidentado ó poco impermeable; la evaporación de los líquidos en este caso se termina en calderas. Cuando la sal gema es bastante pura no hay más que extraerla de los criaderos, haciéndose esta explotación á cielo descubierto si la capa de sal está poco profunda, como sucede en Cardona, ó por medio de galerías si está muy profunda. Si no es bastante pura hay que disolverla para separar las impurezas y evaporar las disoluciones.

704. APLICACIONES.—El cloruro sódico es un cuerpo de numerosas aplicaciones; en los laboratorios se le emplea para la preparación del ácido clorhídrico, como fundente algunas veces y como reactivo; en la economía doméstica se emplea en grandes cantidades para sazonar casi todos los alimentos; la industria consume mucha sal común en la fabricación del ácido clorhídrico, del sulfato sódico y de la barrilla artificial, como se verá más adelante; sirve para el barnizado de la loza ordinaria porque se forma un silicato aluminico-sódico fusible, etc., etc.

El bromuro, yoduro, fluoruro y cianuro sódicos son análogos á los compuestos correspondientes del potasio y se preparan como estos

705. Óxidos de sodio.—Se conocen un *protóxido* (Na_2O) y otro

(1) Cada 1000 partes de agua del mar Mediterráneo contienen:

Agua.	958,40
Cloruro sódico.	27,20
> potásico.	0,10
> magnésico.	6,10
Sulfato de magnesio.	7,60
> de calcio.	0,20
Carbonatos cálcico y magnésico.	0,20
Carbonato potásico.	0,20
Yoduros, bromuros y sales amónicas.	indicios.

1000,00

óxido cuya fórmula es Na_2O_2 , que se producen en las mismas circunstancias que los de potasio.

HIDRATO SÓDICO.— NaOH .

(Sosa cáustica).

706. Propiedades.—Este cuerpo es muy parecido en sus propiedades físicas y químicas á la potasa cáustica de la que se distingue en que su energía química es algo menor y en que cuando se la deja en contacto del aire absorbe como aquella, el anhídrido carbónico y se transforma en carbonato sódico, que no es delicuescente como el potásico, si no efflorescente.

707. Preparación.—Se prepara como la potasa con solo reemplazar el carbonato potásico por el sódico y como en aquella, se obtiene primero la *sosa á la cal* y después la *sosa al alcohol*.

708. APLICACIONES.—Se emplea en los laboratorios como reactivo y en la industria para preparar el jabón duro, por lo cual se conoce á la preparada industrialmente con el nombre de *sosa de jaboneros*.

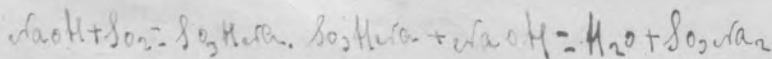
709. Sulfuros y sulfhidrato de sódio.—Corresponden por sus propiedades y composición á los de potasio y se preparan como estos. El *monosulfuro sódico* existe en algunas aguas minerales llamadas por esto sulfurado-sódicas; cristaliza en grandes prismas rectangulares terminados por pirámides cuadrangulares; es incoloro cuando está puro, muy soluble en el agua y algo en el alcohol, su reacción es básica y se altera con menos rapidez que el potásico.

Se emplea en los laboratorios como reactivo y en Farmacia para preparar baños sulfurosos artificiales.

Sales anfigenas mas importantes del sódio.

710. Hipoclorito sódico.— ClONa .—Este cuerpo, que solo se le prepara en disolución acuosa conocida con el nombre de *liquido de Labarraque*, tiene el olor característico del ácido hipocloroso, es muy oxidante y descolorante y se emplea alguna vez como reactivo en Química. Se prepara dirigiendo una corriente de cloro sobre una disolución poco concentrada de hidrato ó de carbonato sódico y también por doble descomposición entre el hipoclorito de calcio y el carbonato sódico.

711. Sulfato neutro de sódio (sulfato bisódico) SO_3Na_2 .—Es una sal que cristaliza en prismas oblicuos, incoloros, unas veces anhidros y otras con 7 moléculas de agua de cristalización ($\text{SO}_3\text{Na}_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$); es soluble en el agua y el calor le descompone transformándole en sulfato y sulfuro; su reacción es ligeramente básica; en contacto del aire se oxida y pasa á sulfato. Se prepara tratando por el anhídrido sulfuroso la mitad de una disolución de hidrato ó de carbonato sódico, hasta



que huele mucho á gás sulfuroso y adicionando entónces la otra mitad de aquella.

Se emplea con el nombre de *anticloro* para separar las últimas porciones de gás cloro de las materias blanqueadas por este, y para conservar los cadáveres en las salas de disección.

712. Sulfito ácido de sodio (*sulfito monosódico, bisulfito de sosa*).— SO_2HNa .—Cristaliza en prismas unas veces anhidro y otras con agua de cristalización; es incoloro, huele á gás sulfuroso, tiene sabor desagradable; soluble en el agua y descomponible por el calor; es más reductor que el anterior, su reacción es algo ácida; el oxígeno del aire le transforma en sulfato. Se prepara dirigiendo una corriente de gás sulfuroso á una disolución de hidrato ó de carbonato de sodio hasta que huele mucho á dicho gás. $\text{NaOH} + \text{SO}_2 = \text{SO}_2\text{HNa}$

Se emplea en los laboratorios como agente reductor.

713. Sulfato neutro de sodio (*sulfato bisódico, sulfato de sosa*).— SO_4Na_2 .—Esta sal se halla en gran cantidad en la naturaleza; en el reino mineral se la encuentra anhidra (*tenardita*) é hidratada, ya libre, ya formando sulfatos dobles, siendo nuestro país citado por la abundancia de dicha sal en muchas localidades; en disolución en el agua del mar y de muchos manantiales salados y en algunas charcas y lagunas muy abundantes también en España (1); las cenizas de casi todos los vegetales, muy particularmente de los que crecen junto al mar y aguas saladas, contienen sulfato sódico; acompaña al potásico en la orina y en la ceniza de muchos líquidos y tejidos animales.

Es sólida, cristaliza en octaedros si está anhidra y en prismas romboidales rectos cuando está hidratada, incolora, de sabor salado y amargo desagradable; muy soluble en el agua y su mayor coeficiente de solubilidad es á 18° la anhidra, y á 33° la cristalizada; puede dar disoluciones sobresaturadas; á 39° pierde el agua y queda anhidra; es fusible y poco volátil; se combina con distintas cantidades de agua según la temperatura á que se la hace cristalizar; en efecto de 5° á 7° cristaliza con siete moléculas; á mayor temperatura lo hace con diez moléculas ($\text{SO}_4\text{Na}_2, 10\text{H}_2\text{O}$) constituyendo entónces la *sal de Glaubero*; estos cristales se efflorescen en contacto del aire y mezclados con ácido clorhídrico producen un gran descenso de temperatura (pág. 349, nota).

(1) A pocos kilómetros de Valladolid, en el pueblo de Laguna, existe una casa que contiene en disolución una gran cantidad de sulfato sódico.

Se prepara tratando el cloruro de sodio por el ácido sulfúrico; se desprende ácido clorhídrico y queda un sulfato ácido de sodio, que á una temperatura más elevada reacciona sobre otro tanto cloruro sódico y se transforma en sulfato neutro (158). La industria practica la preparación de esta sal en hornos de diversas formas cuya descripción y detalles corresponden á los tratados de Química industrial (1). Puede extraerse también el sulfato sódico de las aguas que le llevan en disolución, sometiéndolas á descensos de temperatura.

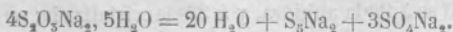
Tiene muchos usos; en Medicina se emplea como purgante; sirve para la fabricación del carbonato sódico por el procedimiento de Leblanc; se emplea también en la fabricación del vidrio ordinario.

714. Sulfato ácido de sodio (*sulfato monosódico, bisulfato de sosa*).— SO_4HNa .—Cristaliza en prismas cuadrangulares, incoloros, de sabor ácido, solubles en el agua; el alcohol precipita de esta disolución sulfato neutro, dejando disuelto ácido sulfúrico; el calor descompone esta sal comenzando por separar agua ($2\text{SO}_4\text{HNa} = \text{H}_2\text{O} + \text{S}_2\text{O}_7\text{Na}_2$); la sal resultante recibe los nombres de *disulfato* y de *anhidrosulfato* sódico; á mayor temperatura pierde anhídrido sulfúrico y se transforma en sulfato neutro. Se combina con el agua y puede cristalizar con dos moléculas de ésta.

Se prepara tratando el cloruro sódico por el ácido sulfúrico. En los laboratorios se utiliza el residuo de la preparación del ácido clorhídrico.

Se emplea para preparar el anhídrido sulfúrico.

715. Sulfo-sulfato ó hiposulfito sódico (*thiosulfato sódico*).— $\text{S}_2\text{O}_3\text{Na}_2$.—Descubierto por Vauquelin en 1802. Cristaliza en prismas romboidales bastante voluminosos, con cinco moléculas de agua de cristalización ($\text{S}_2\text{O}_3\text{Na}_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$); es incoloro, de sabor algo amargo y fresco, muy soluble en el agua é insoluble en el alcohol; á 56° experimenta la fusión acuosa y á mayor temperatura pierde el agua de cristalización y después se descompone en pentasulfuro y sulfato sódicos:



No se altera en contacto del aire; su disolución deja depositar azufre y se transforma en sulfito; es un cuerpo muy reductor.

Se prepara hirviendo una disolución de sulfito sódico con flor de azufre, se filtra el líquido y concentra para que cristalice el hiposulfito. También se puede preparar por doble descomposición entre el hiposulfito de calcio y el carbonato sódico.

(1) Se está ensayando para la preparación de esta sal un procedimiento que consiste en hacer actuar sobre el cloruro sódico á una temperatura proxima al rojo, una mezcla de anhídrido sulfuroso, aire y vapor de agua (Hargreaves).

Se emplea en los laboratorios como reductor; en la industria como anticloro y en la fotografía por la propiedad que tiene de disolver el cloruro, bromuro y yoduro de plata.

716. Nitrato sódico (*nitró cúbico ó del Perú*).— NO_3Na .—Esta sal es abundante en la naturaleza, formando bancos de mucha extensión en Perú y en Chile: su formación se explica por las mismas causas que la del nitrato potásico. Cristaliza en romboedros anhidros muy parecidos á cubos, incoloros, de sabor fresco y picante, en el aire húmedo es delicuescente, es muy soluble en el agua, más en la caliente, y al disolverse produce un grán descenso de temperatura; se funde por debajo del rojo sin descomponerse; al rojo se descompone como el nitrato potásico.

Se extrae lo mismo que este, tratando por agua las tierras que le contienen y haciéndole cristalizar.

Se emplea para preparar el ácido nítrico y el nitrato potásico al que reemplaza en muchas de sus aplicaciones; no sirve para la fabricación de pólvoras por ser delicuescente.

717. Fosfatos de sodio.—Se conocen el orthofosfato *monosódico* ($\text{PhO}_4\text{H}_2\text{Na}$), el *bisódico* (PhO_4HNa_2), y el *trisódico* (PhO_4Na_3). El más importante de todos es el segundo, llamado comunmente, aunque con poca propiedad, *fosfato neutro de sodio*. El *pirofosfato sódico* se produce por la acción del calor sobre el orthofosfato bisódico; el *metafosfato*, calcinando el orthofosfato monosódico.

718. Fosfato bisódico (*orthofosfato sódico*).— PhO_4HNa_2 .—Existe en la orina, en los líquidos animales y en el extracto acuoso de todos los tejidos. Cristaliza en prismas romboidales oblicuos, transparentes, incoloros, solubles en el agua, de cuya disolución cristaliza con doce moléculas de esta ($\text{PhO}_4\text{HNa}_2, 12\text{H}_2\text{O}$) de las que pierde cinco á la temperatura ordinaria efloresciéndose; se disuelve algo en el alcohol; á 100° pierde toda el agua de cristalización y á mayor temperatura se transforma en pirofosfato sódico; su reacción es básica.

Se prepara tratando el fosfato monocálcico por el carbonato sódico; se precipita carbonato cálcico y queda en disolución el orthofosfato sódico, que concentrando aquella, cristaliza.

Se emplea como reactivo en Química y en Medicina como purgante.

719 Arseniato sódico.— AsO_4HNa_2 .—Se presenta en cristales voluminosos, que contienen doce moléculas de agua de cristalización y son muy eflorescentes, perdiendo cinco moléculas de dicha agua por

cima de 20°; es soluble, más en caliente que en frío. Se prepara tratando el carbonato sódico por el ácido arsénico.

Es bastante usado en Medicina.

Se conocen otros dos arseniatos, el *monosódico* y el *trisódico*, que no ofrecen gran importancia, así como tampoco el *arsenito* (AsO_3HNa_2).

720. Borato sódico (*biborato sódico, tetraborato sódico, bórax, borraj, atincar*).— $\text{B}_4\text{O}_7\text{Na}_2$.—Existe en disolución en el agua de algunos lagos de Asia y de América del Sur. Cristaliza en grandes prismas exagonales que contienen diez moléculas de agua de cristalización ($\text{B}_4\text{O}_7\text{Na}_2, 10\text{H}_2\text{O}$) cuando los cristales se depositan á la temperatura ordinaria, pero cuando lo hacen por cima de 60° no retienen más que cinco moléculas ($\text{B}_4\text{O}_7\text{Na}_2, 5\text{H}_2\text{O}$) y son octaédricos; es incoloro, más soluble en el agua caliente que en la fría; por la acción del calor experimenta la fusión acuosa, aumentando antes bastante de volumen; á mayor temperatura pierde el agua de cristalización y queda el bórax anhidro, que al rojo se funde en un líquido trasparente y al solidificarse se transforma en una masa amorfa, incolora, vítrea y dura; tiene reacción alcalina; en contacto del aire se efloresce el bórax prismático y no el octaédrico; en cambio el aire húmedo no altera á aquel y hace perder la transparencia al octaédrico y al fundido; disuelve, cuando está fundido, algunos óxidos metálicos tiñéndose de varios colores.

Se obtenía antes concentrando las aguas que le llevan en disolución y purificándole por repetidas cristalizaciones. Hoy se prepara neutralizando el ácido bórico de Toscana con el carbonato de sodio y también utilizando un doble borato sódico cálcico que es bastante abundante en la naturaleza.

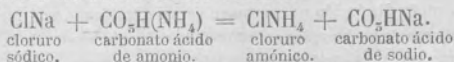
Se emplea como reactivo por la vía seca; en Medicina como antiséptico, en las artes como fundente.

721. Carbonato neutro de sodio (*carbonato bisódico, sosa, sal de sosa*).— CO_3Na_2 .—Es sólido, cristaliza en prismas romboidales oblicuos que contienen diez moléculas de agua ($\text{CO}_3\text{Na}_2, 10\text{H}_2\text{O}$) y reciben el nombre de *cristales de sosa*; son incoloros, de sabor á lejía, muy solubles en el agua, teniendo su mayor coeficiente de solubilidad á 38°, insoluble en el alcohol; por la acción del calor experimenta la fusión acuosa, después pierde el agua de cristalización y queda la sal anhidra, que es un polvo amorfo, blanco, fusible al rojo y soluble en el agua con desarrollo de calor porque se combina con esta; es muy eflorescente perdiendo en el aire á la temperatura ordinaria nueve moléculas de agua; tiene reacción básica.

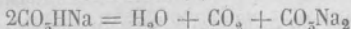
En los laboratorios se le prepara sometiendo á la acción del calor el carbonato ácido de sodio, puro, para transformarle en carbonato neutro y también purificando por repetidas cristalizaciones los cristales de sosa del comercio.

En la industria se preparaba antes todo el carbonato sódico incinerando las *plantas barrilleras* (1) muy abundantes en nuestras costas de levante y del mediodía; la ceniza resultante es el carbonato sódico bruto (*barrilla natural*) que forma masas duras de color agrisado, debido al carbón y sustancias estrañas que le acompañan, y cuya riqueza en carbonato sódico es muy variable, habiendo sido las barrillas de Alicante, de Cartagena y de Málaga, las más estimadas bajo este punto de vista (algunas contienen un 30 por 100 de carbonato sódico). El cirujano Leblanc (†1791), ideó un procedimiento para preparar la *barrilla artificial* por la acción del calor sobre una mezcla de sulfato sódico, carbonato cálcico (creta) y carbón; se forma oxisulfuro de calcio insoluble, carbonato sódico y se desprende óxido de carbono. Sometiendo á un lavado metódico las barrillas, se disuelve el carbonato sódico, quedando como insolubles gran parte de las sustancias que las impurifican; las lejías así obtenidas se evaporan y dejan como residuo un carbonato sódico más puro. Los detalles de esta fabricación, que es de una grandísima importancia, pueden verse en los tratados de Química industrial.

Hoy se prepara también esta sal por doble descomposición entre el cloruro sódico y el carbonato ácido ó bicarbonato de amonio, en disolución acuosa concentrada; se forma cloruro amónico muy soluble y carbonato ácido de sodio menos soluble:



Para efectuar esta reacción se satura de gas amoniaco una disolución concentrada de cloruro sódico y después se hace pasar por ella una corriente de gas anhídrido carbónico que forma primero bicarbonato amónico y produce después el bicarbonato sódico que se deposita quedando en disolución cloruro amónico, que tratado por cal dá el amoniaco necesario para otras operaciones. El bicarbonato sódico sometido á la acción del calor se transforma en carbonato neutro, perdiendo agua y anhídrido carbónico, que se utiliza para transformar el amoniaco en bicarbonato amónico (2):



Sirve para preparar la sosa y como reactivo en los laboratorios; la industria consume grandes cantidades de este carbonato en la fabricación de la sosa cáustica, en la del vidrio, etc., por lo cual tiene grán importancia industrial; debiendo

(1) Las que se utilizaban y aun se utilizan en algunos puntos para preparar las barrillas, son las *salsolas kali*, *soda* y *vermiculata*, la *salicornia fruticosa* y la *suada fruticosa* y la *marítima*.

(2) Este procedimiento ha introducido una transformación completa en la industria de la sosa, puesto que en él no se necesita, como en el de Leblanc, ácido sulfúrico para obtener el sulfato sódico, y por lo tanto se ha simplificado notablemente esta fabricación.

su valor las barrillas á la cantidad de sosa que contienen, se determina esta por un procedimiento breve y sencillo conocido con el nombre de *alcalimetría*.

722. Alcalimetría.—Reciben en análisis química el nombre de procedimientos *volumétricos* los que están fundados en el empleo de disoluciones valoradas, es decir, que contienen en un volumen determinado una cantidad dada de un reactivo; averiguando cuan- to de estas disoluciones es necesario emplear para neutralizarse los cuerpos que contienen ó para producir una reacción conocida, es fácil calcular la cantidad de algunos de dichos cuerpos; se conoce la terminación de las reacciones generalmente por medio de reactivos coloreados ó por la aparición de ciertos precipitados. La volumetría recibe diversos nom- bres según el cuerpo que se trata de determinar, como los de *hidrotimetría* (217) *sulphi- drometría* (237) *acidimetría*, si se trata de averiguar la cantidad de un ácido en un líqui- do cualquiera, *alcalimetría*, cuando se propone determinar la cantidad de un álcali, etc.

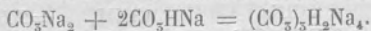
Para practicar esta última es necesario tener preparada de antemano una *disolución normal* de ácido sulfúrico (ó de oxálico) que contenga en un litro el peso de un equivalente (49 gramos) ó de una molécula (98 gramos) de cualquiera de dichos ácidos ó una fracción conocida de este peso; es evidente que un volumen cualquiera de esta disolución neutrali- zará completamente un volumen igual de otra de carbonato sódico puro que contenga en un litro, el peso de un equivalente (53 gramos) ó de una molécula (106 gramos) de esta sal (anhidra) ó una fracción de este peso igual á la del ácido normal. Tratando por agua un peso de barrilla ó de la sosa que se trata de ensayar, igual al equivalente ó al peso mole- cular del carbonato sódico puro, hasta que se disuelva todo lo soluble, y tratando un vo- lumen conocido de esta disolución por el ácido normal, habría que emplear un volumen igual de este si aquel fuera puro, pero no siéndolo, el consumo de ácido será tanto menor cuanto menos sosa contenga; este consumo expresará la cantidad de esta; así por ejemplo si 100 c. c. de aquella disolución no consumen para neutralizarse mas que 25 c. c. del áci- do normal, la riqueza de las barrillas será 25 0/10 de sosa. Por medio de la tintura de tor- nasol se puede precisar la neutralización del ácido y para agregar este se emplean tubos graduados de diversas formas que se llaman *buretas*.

723. Carbonato ácido de sodio (*carbonato monosódico*, *bicarbonato de sosa*).— CO_2HNa .—Existe en disolución en algunas aguas minerales, como las de Vichy, las de Spa, las de Carlsbad y las de va- rios manantiales de nuestro país, como por ejemplo las de Mondariz (Pontevedra). Cristaliza en prismas rectangulares, incoloros, de sabor salado ligeramente alcalino, poco soluble en el agua fría y algo más en la caliente; su disolución comienza á descomponerse á poco más de 60° é hirviéndola durante largo rato se transforma en *sexquicarbonato*; también se descompone por el calor la sal sólida, que generalmén- te se presenta en un polvo amorfo blanco ó en terrones más ó menos vo- luminosos; su reacción es básica apesar de llamarse carbonato ácido.

Se prepara tratando el carbonato neutro por el anhídrido carbóni- co, para lo cual se utilizan en la industria los manantiales de este gás que existen en la naturaleza ó el que se produce en ciertas acciones, como la fermentación del zumo de la uva.

Se emplea para la preparación de aguas gaseosas, como la de Seltz, en pequeña cantidad, y bastante en Medicina.

724. Sexquicarbonato sódico (*natrón, sal trona, salitrón*).— $(\text{CO}_3)_3 \text{H}_2\text{Na}_4$.—Existe en disolución en algunos lagos de Hungría y de América; en Egipto, en Persia y en otras localidades se le encuentra combinado con dos moléculas de agua, formando costras blancas muy duras; es más soluble en el agua caliente que en la fría; se descompone por el calor transformándose en carbonato neutro. Puede considerársele como la unión de los carbonatos neutro y ácido:



Se produce siempre que se hierve una disolución de bicarbonato sódico.

725. Silicatos de sodio.—Son muy análogos á los de potasio, se preparan como éstos y tienen las mismas aplicaciones.

726. Caracteres de las sales de sodio.—Cristalizan generalmente en el sistema cúbico, son incóloras, excepto las formadas por ácidos coloreados; su sabor es salado y ligeramente amargo el de algunas; se disuelven en el agua, menos el antimoniato sódico; son eflorescentes y menos nocivas que las correspondientes de potasio.

Como éstas, no precipitan por el *ácido clorhídrico*, por el *sulfhídrico*, ni por los *sulfuros* y *carbonatos solubles*; tampoco precipitan por los reactivos que se consignaron para las potásicas; con el *antimoniato potásico* producen precipitado blanco de antimoniato sódico; dán á la *llama del alcohol* un color amarillo característico y el *espectro* de dicha llama ó de cualquier otra que contenga algún compuesto sódico volatilizado, presenta una raya amarilla muy característica.

RADICAL AMONIO.— $(\text{NH}_4)'$ ó Am' .

727. Teoría del amonio.—Existe un grupo de sales bastante numeroso y muy importante, formadas por la acción de los ácidos sobre el amoniaco anhidro ó hidratado; dichas sales, llamadas por esta razón *amoniacales*, son isomorfas con las correspondientes del potasio y del sodio y presentan además con éstas grandes analogías. Deseando algunos químicos explicar estas analogías y hacer desaparecer la excepción que á la ley del isomorfismo hacen estas sales, puesto que no tienen la misma composición que sus isomorfas las potásicas y sódicas, idearon la *teoría del amonio*.

Según ésta, en las sales formadas por el amoniaco existe un grupo de átomos (NH_4) formado por dicho cuerpo más tanto hidrógeno como la tercera parte del que ya contiene aquél $(\text{NH}_3 + \text{H} = \text{NH}_4)$ procedente de los ácidos que las forman; dicho grupo de átomos constituye un radical hipotético que se supone funciona en los compuestos amoniaca-

les como el potasio y el sodio en los suyos y que por analogía con éstos ha recibido el nombre de *amonio*; por lo tanto las sales amoniacaes, ó mejor *amónicas*, contienen un radical metálico compuesto, monodiamo, cuya admisión explica perfectamente el isomorfismo y las demás analogías que entre ellas y las potásicas y sódicas existen, como lo expresan los ejemplos siguientes:

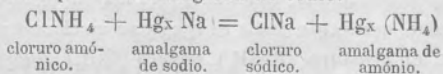
K'	Na'	(NH ₄)'
potasio.	sodio.	amonio.
ClK	ClNa	ClNH ₄ = ClH + NH ₃
cloruro potásico.	cloruro sódico.	cloruro amónico.
KOH	NaOH	(NH ₄)OH = NH ₃ + H ₂ O
hidrato potásico.	hidrato sódico.	hidrato amónico.
NO ₃ K	NO ₃ Na	NO ₃ (NH ₄) = NO ₃ H + NH ₃
nitrato potásico.	nittrato sódico.	nitrato amónico.
SO ₄ K ₂	SO ₄ Na ₂	SO ₄ (NH ₄) ₂ = SO ₄ H ₂ + 2NH ₃
sulfato potásico neutro.	sulfato sódico neutro.	sulfato amónico neutro.
SO ₄ HK	SO ₄ HNa	SO ₄ H(NH ₄) = SO ₄ H ₂ + NH ₃ etc.
sulfato ácido de potasio.	sulfato ácido de sodio.	sulfato ácido de amonio.

Esta teoría no fué admitida por todos los químicos y se la hicieron objeciones, algunas de bastante valor, entre ellas la de no estar suficientemente justificada la admisión de un cuerpo hipotético como el radical amonio. El deseo de contestar á dicha objeción, haciendo indiscutible la existencia de dicho radical, impulsó á varios químicos á practicar experimentos para aislarle, que hasta ahora han sido infructuosos, aunque no del todo, puesto que se ha conseguido preparar su amalgama.

AMALGAMA DE AMONIO.—Guiado por la analogía, Berzelius sometió á la electrólisis la sal amoniaco, haciendo en un fragmento de esta una pequeña oquedad en la que echó mercurio, dentro del cual introducía el reóforo negativo de una pila, poniendo el positivo en contacto con la cara inferior del fragmento; haciendo atravesar la corriente el clorhidrato de amoniaco se descompuso, el cloro se dirigió al polo positivo y el amoniaco, más el hidrógeno del ácido clorhídrico, al mercurio, que aumentó considerablemente de volúmen convirtiéndose en una masa con el brillo metálico del mercurio, de la consistencia de la manteca, que cuando se la toca conserva la impresión del dedo, flota sobre el agua y se descompone rápidamente desprendiéndose de ella numerosas burbujas de amoniaco é hidrógeno, en la proporción

necesaria para formar el amonio. Este cuerpo es la *amalgama de amonio*, que enfriada por la mezcla de ácido carbónico sólido y éter, cristaliza en cubos, se hace dura y quebradiza, como la fundición de hierro, toma color gris azulado y pierde gran parte de su brillo metálico.

Se la puede preparar mas fácilmente tratando una disolución de cloruro amónico por una amalgama de sodio:

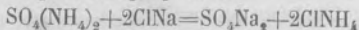


Compuestos amónicos más importantes.

728. Cloruro amónico.—(*clorhidrato de amoniaco, sal amoniaco.*)— ClNH_4 .—Conocido desde muy antiguo; existe en algunos terrenos, en los excrementos y en la orina de los camellos (que era de donde se extraía antes) y en pequeña cantidad en otros principios animales (**370** y **371**).

Se presenta en masas constituidas por la agrupación de cristales cúbicos ú octaédricos, dispuestos de tal manera que la dan aspecto fibroso y tienen cierta elasticidad; es incoloro, de sabor fresco, picante y ligeramente amargo; es bastante soluble en el agua, mas en la caliente; se disuelve algo en el alcohol; al disolverse produce descensos de temperatura bastante considerables; el calor le volatiliza sin fundirle y á temperaturas elevadas se disocia en ácido clorhídrico y amoniaco, debido á lo cual no ha existido conformidad respecto á la densidad de su vapor; tiene tendencia á formar sales dobles con otros cloruros mas electro-negativos.

Se prepara calentando una mezcla de sulfato amónico y cloruro sódico; se forma sulfato sódico y se desprende cloruro amónico que se condensa en recipientes apropiados:



En la industria se obtiene esta sal dirigiendo sobre ácido clorhídrico los productos amoniacaes que se desprenden cuando se calientan con cal las aguas de condensación del gas del alumbrado ó los que se producen en otras reacciones, como la putrefacción de la orina ó la destilación seca de ciertas sustancias; la sal amoniaco resultante se la sublima y al condensarse sus vapores forman costras bastante gruesas de color agrisado por las impurezas que contiene.

En los laboratorios se la purifica disolviéndola en agua, filtrando la disolución, tratándola por sulfuro amónico para precipitar el hierro

en estado de sulfuro, se trata el líquido, después de separar aquel precipitado, por ácido clorhídrico puro para transformar en cloruro amónico el exceso del sulfuro empleado; concentrándole cristaliza la sal muy pura.

Se emplea en los laboratorios como reactivo y para preparar el amoniaco; en Medicina como medicamento; en las artes para limpiar algunos metales del óxido que les cubre, que se transforma en agua y en un cloruro volátil.

Se conocen el *bromuro* (BrNH_4), *yoduro* (INH_4), *fluoruro* (FINH_4) *cianuro* (CyNH_4) y *sulfocianuro* (CySNH_4) amónicos. Algunas de estas sales tienen aplicaciones, pero son menos importantes que la anterior.

729. Hidrato amónico.— $(\text{NH}_4)'\text{OH}$.—Cuando el gas amoniaco se disuelve en el agua se supone que se forma este hidrato del que ya se trató al estudiar la disolución acuosa de dicho gas (73).

Ya entonces se indicó que según los trabajos modernos de Tomassi y de Bouty parece que no existe en la disolución acuosa de gas amoniaco el hidrato del radical amonio.

Para emitir esta opinión se funda Tomassi en que el calor de formación de todos los hidratos metálicos solubles calculado teóricamente, coincide con el hallado experimentalmente; tal sucede con los hidratos de sodio, de litio, de talio, de bario, de calcio, etc., mientras que para el amoniaco difiere mucho el calor de combinación calculado teóricamente (54,2 calorías) con el hallado experimentalmente (21 calorías) lo cual induce á suponer que la constitución de la disolución del amoniaco en el agua es diferente de la de los hidratos alcalinos. Los trabajos de Bouty sobre la conductibilidad para las corrientes eléctricas del amoniaco disuelto en agua y de los álcalis potasa, sosa, litina etc., en disolución acuosa, parece confirman la opinión de Tomassi.

730. Sulfuros y sulfhidrato amónicos—Lo mismo que el potasio y el sodio puede el amonio reemplazar á todo ó parte del hidrógeno del ácido sulfhídrico, formándose el *monosulfuro* ó el *sulfhidrato* de aquel radical; el monosulfuro amónico disuelve diversas cantidades de azufre produciéndose vários polisulfuros, admitiéndose que existen el *bi*, *tri*, *tetra* y *pentasulfuro amónico*, correspondientes á los del potasio y además un *heptasulfuro*.

731. Monosulfuro amónico.— $\text{S}(\text{NH}_4)_2$.—Se produce en la descomposición de las sustancias orgánicas sulfonitrogenadas; es sólido á -18° , incoloro, de olor fétido, soluble en el agua y á la temperatura ordinaria se descompone desprendiendo amoniaco y transformándose en sulfhidrato amónico; su disolución, que es incolora recién preparada, toma muy pronto color amarillo por la acción del aire, transformándose en polisulfuro.

Se obtiene haciendo llegar á un recipiente frio dos volúmenes de

gás sulfhídrico y cuatro de gás amoniaco; su disolución se prepara haciendo pasar una corriente de hidrógeno sulfurado en exceso, por un volumen conocido de amoniaco cáustico, hasta transformarle en sulfhidrato de amonio, y agregándole después otro volumen igual del mismo amoniaco cáustico; debe conservarse en frascos bien cerrados.

En disolución es uno de los reactivos más empleados en la análisis química de las sustancias minerales, para precipitar muchos metales en estado de sulfuros.

732. Sulfhidrato amónico.— $\text{SH}(\text{NH}_4)$.—Es sólido, incoloro, de olor fétido, muy soluble en el agua y se volatiliza sin descomponerse; su disolución acuosa es incolora pero toma muy pronto color amarillo cuando se la deja en contacto del aire. Se forma haciendo llegar á un recipiente frio una mezcla de volúmenes iguales de los gases amoniaco y sulfhídrico; se prepara en disolución haciendo pasar una corriente de hidrógeno sulfurado en exceso, por amoniaco cáustico.

Se emplea también como reactivo en la análisis química.

Sales anfígenas de amonio.

733. Perclorato amónico.— $\text{ClO}_4(\text{NH}_4)$.—Cristaliza en prismas rectos solubles en agua; se prepara combinando directamente el ácido perclórico con el amoniaco ó por doble descomposición entre el perclorato sódico y el cloruro amónico.

Se emplea en análisis química en la determinación de la potasa.

734. Sulfato neutro de amonio.— $\text{SO}_4(\text{NH}_4)_2$.—Acompaña algunas veces al ácido bórico natural; cristaliza en prismas exagonales; isomorfos con los del sulfato potásico; es incoloro, de sabor amargo y picante, soluble en el agua, más en la caliente, insoluble en el alcohol, se funde á 140° y se descompone á 180° en sulfato ácido y amoniaco y por último en sulfito ácido, agua y nitrógeno; forma varios sulfatos dobles y se prepara dirigiendo sobre ácido sulfúrico los productos amoniacales que se mencionaron al tratar de la preparación del cloruro.

Se emplea para obtener el alumbre amoniacal y forma parte de los abonos artificiales.

El *sulfato ácido* ($\text{SO}_4\text{H}(\text{NH}_4)$) no tiene importancia.

735. Nitrito amónico.— $\text{NO}_2(\text{NH}_4)$.—Se forma esta sal algunas veces en la naturaleza (**691**). Es blanca muy delicuescente, á 66° se descompone en agua y nitrógeno por lo que se la emplea para obtener este cuerpo (**335**); se altera con mucha facilidad sobre todo si está disuelta. Se prepara por doble descomposición entre el nitrito bórico y

el sulfato amónico; también puede prepararse haciendo llegar á un recipiente frio una mezcla de óxido nítrico, gás amoniaco y oxígeno.

736. Nitrato amónico.— $\text{NO}_3(\text{NH}_4)$ —Cristaliza en prismas de seis caras, isomorfos con los del nitrato potásico; es incoloro, de sabor fresco y picante, muy soluble en el agua y algo delicuescente; produce al disolverse un descenso de temperatura de $+10^\circ$ á -13° ; se funde á 200° y hácia 250° se descompone dando agua y óxido nítrico (**415**); calentado de repente se inflama (*nitrum flamans*) porque se descompone produciendo mucha elevación de temperatura y desprendiendo óxido nítrico, peróxido de nitrógeno y amoniaco; por eso deflagra cuando se le echa sobre carbones encendidos; se combina con el amoniaco para formar vários compuestos.

Se prepara neutralizando el amoniaco cáustico por el ácido nítrico y concentrando la disolución para que cristalice.

Se emplea para obtener el óxido nítrico y algunas mezclas frigoríficas.

737. Fosfato bi-amónico (*fosfato neutro de amonio*).— $\text{PhO}_4\text{H}(\text{NH}_4)_2$.—Cristaliza en prismas cuadrangulares, eflorescentes, solubles en el agua, fusibles por el calor y á mayor temperatura se descompone dejando como residuo ácido metafosfórico y separándose amoniaco y agua. Hirviendo la disolución de este fosfato se transforma en fosfato mono-amónico ($\text{PhO}_4\text{H}_2(\text{NH}_4)$); si por dicha disolución se hace pasar una corriente de gás amoniaco se forma un fosfato triamónico ($\text{PhO}_4(\text{NH}_4)_3$) que es poco soluble y se utiliza en la fabricación del azúcar para neutralizar los jarabes. Se prepara tratando el fosfato monocálcico por el carbonato amónico; se precipita carbonato cálcico y el fosfato queda en disolución que cristaliza evaporándola.

Se emplea como reactivo y para hacer menos combustibles algunos tejidos vegetales y animales.

738. Fosfato sódico-amónico (*sal microcósmica, sal de la orina*).— $\text{PhO}_4\text{HNa}(\text{NH}_4), 4\text{H}_2\text{O}$.—Cristaliza en prismas oblicuos de base romboidal, se prepara mezclando una disolución de fosfato bisódico con otra de cloruro amónico y cristalizando por enfriamiento.

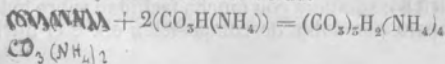
Se emplea en la análisis química por vía seca con el nombre de *sal de fósforo*.

739. Carbonato neutro de amonio.— $\text{CO}_3(\text{NH}_4)_2$.—Se produce haciendo pasar una corriente de anhídrido carbónico en exceso por amoniaco cáustico, para formar carbonato ácido y añadiendo después un volumen igual de amoniaco. No se le conoce más que en disolución porque cuando se intenta separarle del agua, se transforma en sexquicarbonato y aun en bicarbonato, desprendiendo amoniaco.

740. Carbonato ácido de amonio—(*bicarbonato amónico*)— $\text{CO}_3\text{H}(\text{NH}_4)$.—Cristaliza en prismas rectos romboidales, blancos, poco soluble en el agua fria, insoluble en el alcohol; á 36° se descompone su disolución desprendiendo anhídrido carbónico y transformándose en sexquicarbonato; se disocia por la acción del calor en agua, amoniaco y anhídrido carbónico.

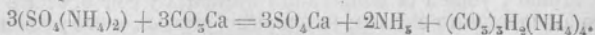
Se prepara haciendo pasar una corriente de gás carbónico por amoniaco cáustico ó por una disolución de sexquicarbonato.

741. Sexquicarbonato amónico (*sal volátil de Inglaterra*).— $(\text{CO}_2)_2\text{H}_2(\text{NH}_4)_4$.—Como el sexquicarbonato sódico, resulta de la unión del carbonato neutro y del carbonato ácido:



Cristaliza en prismas rectangulares que contienen dos moléculas de agua de cristalización; es incoloro, tiene olor amoniacal y sabor picante; se disuelve en el agua, el calor le sublima y á mayor temperatura le descompone; en contacto del aire se altera y poco á poco se transforma en carbonato ácido, volviéndose opaco y pulverulento.

Se prepara calentando una mezcla de cloruro ó sulfato amónico y carbonato cálcico (creta) en una retorta de barro á cuya boca se adapta una alargadera que comunica con un recipiente en el que se condensan los vapores de la sal:



Se le obtiene cristalizado disolviéndole en amoniaco cáustico y dejando la disolución por espacio de muchos dias en contacto del aire para que se depositen los cristales.

Se emplea en análisis química como reactivo; se mezcla á la masa con que se fabrican el pan de precio elevado y ciertos productos de pastelería; sirve para hacer más sensible el aroma del tabaco; se le emplea algo en perfumería.

742. Caracteres de las sales amónicas.—Son incoloras, si el ácido no tiene color, de sabor salado y picante, casi todas solubles en el agua y volátiles.

No precipitan por el *ácido clorhídrico*, por el *sulfhidrico*, ni por los *sulfuros* y *carbonatos solubles*: con el *ácido hidrofluosilícico*, dan precipitado blanco gelatinoso; con el *cloruro platínico*, precipitado amarillo de cloruro doble de platino y amonio, poco soluble en el agua, insoluble en una mezcla de alcohol y éter, y se descompone por el calor dejando un residuo de platino metálico: con el *ácido fosfomolibdico*, precipitado amarillo, insoluble en los ácidos: calentadas con un *álcali* ó con una *tierra alcalina*, desprenden amoniaco, que se reconoce por su olor característico, por los humos blancos que dá con el ácido clorhídrico, debidos al cloruro amónico que se forma, y porque vuelve azul el papel rojo de tornasol.

LITIO.—Li'.

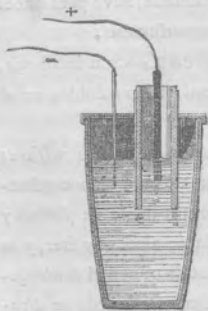
Peso atómico. 7.

743. HISTORIA.—Davy y Brandes aislaron este metal en cantidad muy pequeña por medio de una fuerte corriente eléctrica, en un álcali descubierto en 1817 por Arfwedson y denominado por Berzelius *litina* para indicar que se le había hallado en un mineral, mientras que la potasa y la sosa, únicos álcalis conocidos hasta entonces, se les había encontrado en el reino vegetal. Puede decirse que hasta 1855 no ha sido bién conocido el litio, merced al procedimiento empleado para aislarle por Bunsen y Mathiessen.

744. Estado en la naturaleza.—No existe libre; su óxido forma parte de bastantes minerales, como la lepidolita, la petalita, etc., aunque en cantidad pequeña; algunas aguas minerales contienen en disolución compuestos de litio y por medio del análisis espectral se ha visto que también los hay en las cenizas de muchos vegetales.

745. Propiedades.—Tiene color blanco de plata, es el menos denso de todos los metales (0,59), flota sobre el agua y sobre la nafta y el petróleo; se le puede estirar en hilos y estender en láminas delgadas; es más duro que el potasio y el sodio, se funde á 180° y se volatiliza con dificultad al rojo. Es menos electro-positivo que los anteriores, se oxida más difícilmente que ellos en contacto del aire húmedo y arde con llama blanca intensa; se combina directamente con el cloro, bromo y yodo á la temperatura ordinaria y con el azufre y el fósforo á temperatura elevada; forma aleaciones con el oro y con algunos otros metales pesados, como la plata y el platino, á los que ataca y agujerea; descompone el agua á la temperatura ordinaria, pero sin fundirse; es atacado por los ácidos sulfúrico y nítrico con gran rapidez, flota en ellos, se funde y arde.

746. Obtención.—Se obtiene sometiendo á la electrolisis el cloruro lítico fundido en un crisol (fig. 115) sirviendo de reóforo positivo una barrita de carbón de retortas y de negativo un alambre de hierro.



747. Compuestos más importantes que forma el litio.—Con los cuerpos halógenos forma un *cloruro* (ClLi), un *bromuro* (BrLi), un *yoduro* (ILi) y un *fluoruro* (FLi), de los que el más importante es el primero, porque sirve para la extracción del metal.

Con los anígenos forma un *óxido* (Li_2O) y el *hidrato* correspondiente, la *litina* (LiOH), que es el compuesto más importante de este metal, porque con él pueden formarse todos los demás; se la extrae de ciertos minerales como la lepidolita y la petalita. Forma también varios sulfuros que se preparan como los

de potasio y sodio. Se conocen muchas sales de litio, como el *sulfato* (SO_4Li_2), el *nitrato* (NO_3Li), el *fosfato trilitico* (PhO_4Li_2) y el *carbonato* (CO_3Li_2) que de algún tiempo á esta parte se usa bastante en Medicina.

748. Caracteres de las sales de litio.—Son incoloras, de sabor salado algo quemante, muy solubles en el agua y algunas delicuescentes; hacen escepción el fosfato y el carbonato que son muy poco solubles, carácter que las aproxima á las sales magnésicas.

No precipitan por el ácido *clorhídrico*, por el *sulfhídrico*, ni por los *sulfuros solubles*; con los *carbonatos solubles*, cuando están en disolución concentrada, dán precipitado blanco de carbonato lítico; con los *fosfatos solubles* dán también precipitado blanco de fosfato trilitico, reacción que se utiliza para determinar cuantitativamente la litina: comunican á la *llama del alcohol* una colora-

ción roja purpúrea característica y en el *espectrógrafo* se observa una raya roja intensa y también característica.

TALIO.—Tl.

749. HISTORIA.—Examinando al espectrógrafo el sedimento formado en las cámaras de plomo de una fábrica de ácido sulfúrico, observó Crookes en 1861 una hermosa raya verde que le indicó la existencia de un elemento químico no conocido, que supuso sería un metaloide análogo al telurio ó al silicio. En 1862 Lamy aisló por primera vez este cuerpo y dió á conocer sus propiedades.

750. Estado en la naturaleza.—Existe en muchas piritas y en ciertas blendas y calaminas; hay un mineral (la crookesita) que contiene cerca de 16,5 por 100 de talio; algunas aguas minerales llevan en disolución compuestos de este metal.

751. Propiedades.—Es cristalino, blanco, su densidad 11,86 es mayor que la del plomo; pocotenazy maleable, bastante blando para dejarse rayar por la uña, deja huella sobre el papel, se funde á 290° y se volatiliza al rojo blanco. Funciona en sus reacciones unas veces como monodínamo y otras como tridínamo; teniendo esto en cuenta y además por alguno de sus caracteres físicos, hay autores que le estudian entre los metales tridínamos. Se combina directamente con los cuerpos halógenos; el oxígeno y el aire húmedos le oxidan á la temperatura ordinaria, cubriéndole de una capa gris oscura de hidrato ó de carbonato que preserva el resto del metal de la oxidación. Los ácidos le atacan fácilmente; no descompone el agua á la temperatura ordinaria á no ser en presencia de los ácidos enérgicos, con desprendimiento de hidrógeno, carácter que le separa también de los metales alcalinos.

Se extrae fundiendo el cloruro de talio con cianuro potásico ó con flujo negro, ó precipitándole de una de sus disoluciones salinas por medio de una lámina de zinc.

752. Compuestos mas importantes que forma el talio.—Forma dos clases de compuestos, unos *taliosos*, análogos á los de los metales alcalinos y otros *tálicos*, que le separan de éstos; en los primeros funciona como monodínamo, en los segundos como tridínamo. Se conocen dos *cloruros* (ClTl y Cl_2Tl) el primero poco soluble en agua y el segundo que se descompone en contacto con ella; un *protóxido* (Tl_2O) y un *peróxido* (Tl_2O_3); el protóxido origina un hidrato parecido á los alcalinos; forma también dos sulfuros insolubles. Las sales taliosas, como el sulfato, el fosfato, el carbonato, etc., son análogas, y algunas isomorfas, á las de potasio, y venenosas.

753. Caracteres de las sales de talio.—Son incoloras; precipitan en blanco por el *ácido clorhídrico* y el precipitado es soluble en gran cantidad de agua; no precipitan, cuando están neutras ó ácidas, por el *ácido sulfhídrico*; dán precipitado negro de sulfuro de talio con los *sulfuros solubles*; el *yoduro potásico* produce en ellas un precipitado amarillo insoluble en un exceso de reactivo; introducida en las disoluciones de las sales de talio una lámina de

zinc, se precipita el talio metálico; dán á la *llama del alcohol* color verde y el *espectro* de las llamas coloreadas por los compuestos de talio está caracterizado por una hermosa raya verde.

SEGUNDO GRUPO.

PLATA.—Ag'.

Peso atómico. . . . 107,93.

754. HISTORIA.—Este metal, cuyo nombre se deriva de una palabra griega que significa *blanco*, se le conoce desde la más remota antigüedad; fué dedicado á Diana y los alquimistas le designaron por el símbolo de la Luna, aludiendo á su brillo y á su blancura. Se ignora como se extraía antes de la época de los romanos; se sospecha que éstos emplearon ya la copelación, procedimiento muy usado por los árabes en el siglo IX para afinar la plata; tampoco se sabe con seguridad quien fué el inventor del procedimiento americano para extraer este metal por amalgamación, que se atribuye por unos á Bartolomé de Medina y por otros á Juan de Córdoba, ambos españoles, que vivieron en la segunda mitad del siglo XVI.

755. Estado en la naturaleza.—Existe nativa (plata dentrítica, plata virgen), en estado de cloruro (plata cornea), de sulfuro (argirosa), de sulfo-antimoniuro (argiritrosa), de sulfo-arseniuro, de seleniuro, de telururo, de bromuro, de yoduro y de amalgama; muchas piritas de cobre y galenas contienen plata.

756. Propiedades físicas.—Cristaliza en octaedros regulares; es el metal más blanco y susceptible de mayor pulimento, cuando un haz de rayos luminosos se refleja varias veces en este metal tiene color amarillo, su densidad 10,4, cuando está puro es bastante blando y tenáz, después del oro es el metal más dúctil y maleable, conduce bien el calor, se funde á 1000° y hierve á unos 2000° desprendiendo vapores azules; cuando está fundida tiene mayor densidad que en el estado sólido y posee la propiedad de disolver unos 20 volúmenes igual al suyo, de oxígeno, cuyo gás se desprende cuando se enfría, rompiendo la costra sólida formada en la superficie del metal, proyectando parte de este fuera y dando lugar á una especie de vegetaciones ó asperezas; se dice entonces que la plata se *gallea*.

757. Propiedades químicas.—Por sus caracteres físicos y por algunos químicos, este metal debe figurar al lado de los que se lla-

man metales pesados (cobre, plomo, mercurio, etc.), pero atendiendo á la analogía que existe entre muchos de sus compuestos y los correspondientes del potasio y de otros metales alcalinos, se estudia hoy al lado de éstos; no hay conformidad entre los químicos acerca de su dinamicidad, pues mientras la mayoría le considerará como monodinamo, algunos suponen es didinamo, aunque sin fundamentos muy sólidos hasta ahora.

Los cuerpos halógenos actúan sobre ella, pero las sales resultantes son insolubles, cubren al metal é impiden continúe la acción; no se oxida en contacto del oxígeno del aire; el ozono húmedo la convierte en óxido de plata; con casi todos los demás metaloides puede combinarse directamente; forma aleaciones con los metales, algunas interesantes. Los hidrácidos la atacan formándose una sal halógena y desprendiéndose hidrógeno; esta acción se detiene pronto porque la sal formada cubre al metal é impide que aquellos continúen actuando; con el ácido sulfhídrico forma sulfuro de plata, negro, que es el cuerpo de que se cubren los objetos construidos con este metal cuando se exponen á las emanaciones sulfhídricas; los oxácidos enérgicos, como el sulfúrico y el nítrico, disuelven á la plata formándose la sal correspondiente; el agua oxigenada se combina directamente con ella y produce hidratos de plata; los álcalis no la atacan, por lo que se emplean vasijas de este metal para evaporar sus disoluciones y fundirles.

758. Extracción de la plata.—Los procedimientos de extracción de la plata de los minerales que la contienen, varían según la naturaleza de éstos y pueden dividirse en dos clases, á saber, por *via húmeda* y por *via seca*. A su vez los procedimientos por *via húmeda* pueden ser por amalgamación y por disolución y precipitación.

Los procedimientos por *amalgamación* son dos, el *americano* y el *sajón*.

PROCEDIMIENTO AMERICANO.—Se le llama así por ser el que se emplea en América (Méjico, Chile, etc.), en donde la escasez del combustible hace preciso verificar las reacciones en frío; está fundado en mezclar íntimamente el mineral pulverizado (sulfo-arseniuros y sulfo-antimoniuros de plata, más algo de cloruro y aún de plata nativa, con ganga de sílice, de óxido de hierro y de carbonato cálcico) con una cantidad de sal común (generalmente un 2 ó un 3 por 100) proporcionada á la riqueza en plata del mineral, determinada previamente; en añadir después un 1½ á 3 0/0 de piritita de cobre tostada (*magistral*), para que contenga algo de sulfato cúprico y forme con el cloruro de sodio, sulfato sódico y cloruro cúprico y éste reaccionando sobre el sulfuro de plata produce sulfuro de cobre y cloruro de plata que se une al exceso de cloruro sódico; se adiciona mercurio (5 á 8 partes por cada una de plata que contenga el mineral) para que se forme cloruro de mercurio y la plata se amalgama con el mercurio excedente; des-

tilada esta amalgama queda la plata libre. Estas operaciones se practican en *patios* enlosados donde se estiende el mineral pulverizado y se le hace pisotear por hombres ó por caballerías para mezclar bien las sustancias que han de reaccionar; duran de dos á cinco meses.

PROCEDIMIENTO SAJÓN Ó DE FREIBERG. Se empleó en este punto hasta 1858 para beneficiar minerales de plata generalmente pobres (2 á 3 milésimas de plata) constituidos por sulfuro de plata unido á las pirritas de cobre y de hierro. Está fundado en tostar el mineral mezclado con un 10 0/0 de sal común, en un horno de reverbero, para formar sulfatos de plata, cobre y hierro, volatilizándose parte del azufre y el arsénico y antimonio que aquel suele contener; los sulfatos reaccionan con el cloruro sódico, resultando sulfato sódico y cloruros de plata, cobre y hierro; el producto de la tostación después de lavado, se trata por hierro, para formar cloruro de hierro y la plata queda libre, y por mercurio, para que se forme una amalgama que destilándola queda aquella separada. Estas operaciones se practican en toneles giratorios llamados de amalgamación.

Los inconvenientes que presenta el procedimiento de amalgamación, por lo nocivos que son los vapores de mercurio para los que de esta metalurgia se ocupan, ha hecho que se haya sustituido en Freiberg y en otros puntos, por los de disolución y precipitación, de los que deben mencionarse el de *Augustin* y el de *Ziervogel*.

PROCEDIMIENTOS DE AUGUSTIN Y DE ZIERVOGEL.—Está fundado el primero en tostar los minerales á una temperatura conveniente para que se forme sulfato de plata que queda mezclado con algo de sulfato de cobre y con óxidos de hierro y de cobre procedentes de la descomposición por el calor de los sulfatos respectivos, formados en la primera parte de la tostación; en continuar esta añadiendo cloruro de sodio para transformar el sulfato argéntico en cloruro de plata; en lavar el producto de la tostación con una disolución concentrada é hirviendo de sal común para que se forme un cloruro doble de sodio y plata, soluble, y en precipitar la plata de este doble cloruro por el cobre metálico.

El de Ziervogel consiste en hacer la tostación sin agregar sal común; en tratar el producto de aquella con agua hirviendo para disolver el sulfato argéntico y algo de sulfato de cobre y en precipitar la plata de esta disolución por el cobre metálico.

Hay otros métodos, como el de Hauer y el de Patera, fundados en disolver el cloruro de plata en el hiposulfito de sodio para precipitar después la plata por el cobre ó el estaño.

PROCEDIMIENTOS POR VÍA SECA.—Estos procedimientos constan de dos partes que son, la obtención del plomo argentífero y la separación de la plata de este plomo. La primera está fundada en la propiedad que tiene este de descomponer algunos minerales de plata á temperaturas elevadas, dejando la plata libre que se une con el plomo escedente para formar el plomo argentífero ó *plomo de obra*. La segunda en separar la plata de este, por medio de la *copelación* ó por medio del zinc.

La *copelación* se funda en la propiedad que tiene el plomo, cuando se le somete á la acción del calor en una corriente de aire, de oxidarse formando un óxido de plomo que se funde (*litargirio*) que se va derramando fuera del horno circular de reverbero en que la operación se verifica, escepto una parte que penetra en los poros de la *copela*; de

esta manera va separándose dicho metal de aquellos menos oxidables ó inoxidables que le acompañan, como la plata, quedando esta libre; se conoce el término de la operación porque aparecen en la superficie del baño metálico, irisaciones que después son reemplazadas por un velo ó película oscura que desaparece de pronto dando origen al fenómeno llamado *relámpago*, quedando al descubierto la superficie blanca y brillante de la plata fundida.

Esta misma operación se practica en pequeño cuando se quiere ensayar los minerales de plata por vía seca; se emplean hornillos llamados de copelar (fig. 116) en los que se coloca una *mufla*, pieza de ba-

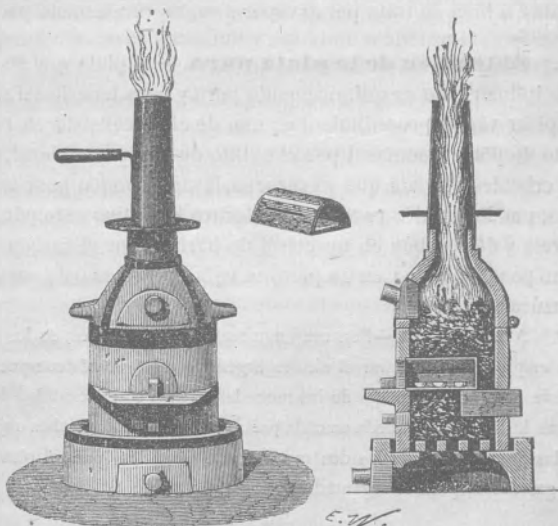


Fig. 116. - Hornillo de copelar.

ro semicilíndrica, cerrada por uno de sus extremos y con agujeros ó ranuras laterales para que el aire pueda penetrar en su interior (como puede verse en la figura); en ella se colocan las *copelas* que son unos conos truncados hechos de ceniza de huesos, cuya base mayor está un poco ahondada en forma lenticular, en la que se coloca el plomo que se vá á copelar; el litargirio es absorbido por la copela y queda el botón de plata (1).

(1) Las aleaciones de plata pueden ensayarse también por vía húmeda, empleando el procedimiento ideado por Gay-Lussac, por medio del cual se llega á determinar su riqueza en plata con una aproximación de una media milésima. Está fundado en la propiedad que tiene el cloruro sódico de precipitar toda la plata de una disolución, en estado de cloruro argéntico, quedando el cobre disuelto. La disolución normal de cloruro sódico contiene 0,5417 gramos de dicha sal en cada 100c.c que es la cantidad necesaria para precipitar 1 gramo de plata en estado de cloruro argéntico; además se emplea otro líquido que contie-

Algunos plomos muy pobres en plata no se podían beneficiar con utilidad, hasta que *Pattinson* dió á conocer en 1833 un medio de extraer de ellos la plata. Este medio está fundado en someter los plomos pobres á fusiones y solidificaciones lentas y repetidas, para que se formen cristales octaédricos que apenas contienen plata, puesto que esta se vá concentrando en la parte que tarda más en liquidarse; de esta manera se consigue tener plomos más ricos, que después se copelan.

En 1850 dió á conocer *Parkes* un procedimiento para desplatar los plomos argentíferos, fundado en la mayor afinidad que tiene la plata para el zinc que para el plomo y en que estos dos metales no forman aleaciones. Se destila la que han formado la plata y el zinc y aquella queda libre ó bién se trata por el vapor de agua recalentado para oxidar el zinc.

759. Obtención de la plata pura.—La plata que se obtiene en la industria no es químicamente pura y para tenerla así se pueden emplear varios procedimientos; uno de ellos consiste en reducir el nitrato de plata amoniacal por el sulfito de cobre amoniacal, se depositan cristales de plata que se recogen, lavan y funden para tenerlos en masa; puede también reducirse el cloruro argéntico puro por medio de la creta y del carbón en un crisol de barro ó por el carbonato sódico y un poco de nitro y en fin por una lejía de potasa ó de sosa cáustica y azúcar de leche.

760. APLICACIONES.—Son muy numerosas é importantes; en los laboratorios se emplea para preparar el nitrato argéntico y los demás compuestos de plata. Sirve para la fabricación de las monedas, aleada con la cantidad de cobre que ordena la ley de la moneda en cada país, y para construir muchos objetos en los que las proporciones de los dos metales son variables, para el plateado al fuego y galvánico; para el argentado de los espejos, etc.

Compuestos más importantes que forma la plata.

761. Cloruro argéntico.— ClAg .—Existe en algunas localidades la décima parte de sal que el anterior ó lo que es lo mismo igual cantidad de cloruro sódico en cada litro de la disolución; cada centímetro cúbico de la primera representará 1 centígramo de plata y cada centímetro cúbico de la segunda, 1 milígramo.

Para ensayar una aleación se toma un peso de esta, que aproximadamente tenga un gramo de plata; se disuelve en ácido nítrico exento de cloro y á la disolución se la adicionan cantidades conocidas (por medio de una bureta graduada) de la disolución primera y se precisa el término de la precipitación de toda la plata adicionando gota á gota, por medio de otra bureta, la disolución segunda, hasta que no se produzca ningún precipitado ni opalinidad. Contando los centímetros cúbicos que se hayan necesitado de las dos disoluciones se tendrán los centígramos y miligramos de plata que había en el peso que se tomó de la aleación y por lo tanto la riqueza de esta.

dades de Europa y América formando el mineral llamado *plata córnea*. Cristaliza en cubos ó en octaedros regulares, incoloros, otras veces se presenta amorfo en forma de grumos blancos parecidos á los de la leche cortada, insoluble en el agua y en los ácidos nítrico, sulfúrico y clorhídrico, soluble en el amoniaco y en las disoluciones de cianuro potásico, de hiposulfito sódico y de algunos cloruros; el calor le funde en un líquido claro que al solidificarse lo hace en una masa blanca, de aspecto córneo; la luz le altera, comienza tomando un color violáceo y concluye por volverse negruzco, debido á la reducción que experimenta; los rayos amarillos y rojos no le alteran; el hidrógeno naciente le reduce, dejando libre la plata; los ácidos bromhídrico y yodhídrico le transforman en bromuro ó en yoduro.

Se prepara por la acción del cloro sobre la plata al rojo ó precipitando los compuestos de plata por el ácido clorhídrico ó por los cloruros solubles. Debe conservarse al abrigo de la luz.

Tiene mucha importancia en Química porque en estado de cloruro argéntico se determinan cualitativa y cuantitativamente la plata y el cloro. Alguna vez se emplea en Medicina; la propiedad de alterarse por la luz se utiliza en fotografía para fijar las imágenes.

El *bromuro* (BrAg), el *yoduro* (IAg), el *fluoruro* (FIAg) y el *cianuro* (CyAg) son menos importantes que el cloruro, y los dos primeros muy análogos á éste y como él, se emplean en la fotografía. El fluoruro es soluble en el agua.

762. Óxidos de plata.—Se conocen bien el *protóxido* (Ag_2O) y el *bióxido* (Ag_2O_2). El protóxido es pulverulento, oscuro, algo soluble en el agua, cuando está recién precipitado, y la disolución da reacción básica con el papel rojo de tornasol; el calor le descompone en oxígeno y plata; es una base enérgica que neutraliza á los ácidos formando las sales argénticas y que desaloja al óxido de cobre de sus sales; descompone el agua oxigenada descomponiéndose él también (225); el amoniaco le convierte en un polvo negro, muy explosivo, llamado *plata fulminante*, cuya composición verdadera no es conocida, pero se supone es una *argentamina*. Se prepara precipitando la disolución de una sal de plata por la potasa; el precipitado gris oscuro en forma de copos que se produce, se supone es un hidrato de plata (AgOH), pero en cuanto se intenta desecarle se transforma en protóxido.

El *bióxido* es sólido, cristalizado en octaedros y negro. Se forma cuando actúa el ozono sobre la plata metálica y en la electrolisis de una disolución de nitrato argéntico.

763. Sulfuro de plata.— SAg_2 .—Existe en la naturaleza (argirosa); cristaliza en cubos ó en octaedros regulares que tienen brillo metálico, es blando, dejándose rayar por la uña y estender en láminas; insoluble en el agua y fusible; calentado en contacto del oxígeno se transforma en sulfato. Se prepara fundiendo una mezcla de plata y azufre ó tratando una disolución de una sal de plata por el hidrógeno

sulfurado ó por un sulfuro soluble; se forma un precipitado negro pulverulento.

764. Sulfato de plata.— SO_4Ag_2 .—Es una sal isomorfa con el sulfato sódico, soluble en el agua, mucho más en caliente, que se prepara tratando la plata por el ácido sulfúrico concentrado.

765. Nitrato de plata.— NO_3Ag .—Cristaliza en láminas romboidales, transparentes, es incoloro, sabor estíptico, muy soluble en el agua, más en la caliente; el calor le funde en un líquido claro y cuando se solidifica constituye la *pedra infernal*; á mayor temperatura se descompone, primero en nitrito y oxígeno y después en plata metálica y vapores nitrosos; la luz no le altera cuando está puro, pero sí en presencia de las sustancias orgánicas. Es una sal neutra y anhidra á la que reducen una porción de cuerpos simples y compuestos, dejando muchos de ellos la plata libre, de lo cual se saca partido para el plateado; es muy venenosa.

Se prepara disolviendo la plata pura en el ácido nítrico (444); se concentra la disolución y cristaliza el nitrato argéntico, ó se evapora hasta sequedad y se funde, vertiéndola en la rielera para darle la forma de cilindros, que es como se emplea en Medicina. Como no es siempre fácil disponer de plata pura, se emplea para esta preparación la de las monedas, pero entonces es necesario separar el cobre, para lo cual se evapora la disolución de los dos nitratos hasta sequedad y se eleva la temperatura para descomponer el de cobre, se desprenden vapores nitrosos y queda óxido cúprico insoluble que se separa del nitrato de plata por medio del agua que disuelve á éste; la disolución incolora se evapora para que cristalice. Puede también separarse el cobre tratando la disolución de ambos metales en el ácido nítrico, por el clorhídrico ó un cloruro, para precipitar el cloruro de plata, que se lava y se reduce por el hierro y el ácido sulfúrico diluido, disolviendo después la plata resultante en el nítrico.

Tiene numerosos usos: en Química como reactivo y para preparar casi todos los compuestos de este metal; en Medicina como cauterio y en disoluciones más ó menos concentradas: para el plateado, para la fotografía, etc. (1).

(1) La fabricación de lunas de espejos por medio de la amalgama de estaño se ha sustituido hoy por el argentado; está este método fundado en la propiedad que tiene el ácido tartárico de reducir el nitrato de plata amoniacal á una temperatura de unos 40° precipitándose la plata metálica y brillante. Este procedimiento debido á Petitjean, ha sido perfeccionado por Lenoir, que empleando después del argentado una disolución de cianuro doble de mercurio y potasio y zinc en polvo muy fino, produce una amalgama de plata que dá espejos tan buenos como los estañados.

Forma además la plata varios *orthofosfatos*, el *pirofosfato*, el *arseniato* y *arsenito*, el *carbonato*, etc., sales menos importantes que las anteriores.

766. Caracteres de las sales de plata.—Unas son incoloras y otras coloreadas (el *orthofosfato*, amarillo, el *arseniato*, rojo de ladrillo etc.), de sabor estíptico y venenosas; algunas solubles, pero la mayor parte insolubles en el agua.

Precipitan por el *ácido clorhídrico* y el precipitado (cloruro argéntico) es blanco, cuajoso, insoluble en los ácidos y muy soluble en el amoniaco, de cuya disolución le precipita nuevamente el ácido nítrico: precipitan también por el *ácido sulfhídrico*, aún las disoluciones ácidas, y el precipitado (sulfuro de plata) es negro, pulverulento, insoluble en los sulfuros alcalinos; dán igualmente precipitado negro con los *sulfuros solubles*, insoluble en un exceso de reactivo: con los *carbonatos alcalinos*, le dán blanco pulverulento, de carbonato de plata; con la *potasa* y la *sosa* precipitado verdoso oscuro de óxido de plata hidratado; con los *orthofosfatos solubles*, precipitado amarillo de canario, de *orthofosfato triargéntico*; con el *cianuro potásico*, precipitado blanco, de cianuro de plata, soluble en un exceso de reactivo.

SEGUNDA FAMILIA.

Metales didínamos.

767. Metales comprendidos en esta familia.—Está formada por los metales que tienen un poder de combinación igual á dos, es decir, que su átomo puede reemplazar á dos de hidrógeno ó de cualquiera otro cuerpo monodínamo ó á uno de un didínamo. Es numerosa y comprende cuerpos de caracteres algo diferentes, por lo cual ha sido necesario dividirla en varios grupos.

Se incluyen en ella metales que funcionan en unos compuestos como didínamos y en otros como hexadínamos, con la circunstancia de que en estos siempre entran dos átomos del metal; esta segunda dinamicidad se explica admitiendo que cada uno de dichos átomos tiene un poder de combinación mayor que dos, acerca de cuyo punto no se han puesto aun de acuerdo los químicos, pues unos, la mayoría, les consideran como didínamos y les incluyen en esta familia y otros les suponen una dinamicidad mayor y los colocan en otra diferente.

Las sales halógenas que forman estos metales están constituidas por un átomo del radical metálico y dos del cuerpo halógeno; sus óxidos y sulfuros con-

tienen un átomo de oxígeno ó uno de azufre; forman además bióxidos y bisulfuros cuya constitución es análoga á la del agua oxigenada, es decir, que los dos átomos de oxígeno se saturan entre sí dos dinamicidades dejando libres otras dos que son saturadas por el radical metálico; las sales que forman con los ácidos monobásicos se derivan de dos moléculas de estos, que contienen los dos átomos de hidrógeno que deben ser reemplazados por uno del metal.

Esta familia se ha dividido en los cuatro grupos siguientes: 1.^{er} grupo; *bario, estroncio y calcio*; 2.^o *magnesio, zinc y cádmio*; 3.^o *cobre, plomo y mercurio*; 4.^o *aluminio, cromo, hierro, manganeso, níquel, cobalto y urano*.

PRIMER GRUPO.

768. Metales alcalino-térreos.—El *bario, estroncio y calcio* forman un grupo muy natural y se les denomina *metales alcalino-térreos* porque sus óxidos tienen un aspecto parecido al de los óxidos térreos, pero se diferencian de ellos en que son algo solubles y tienen una reacción alcalina. Sus compuestos guardan grande analogía entre sí y algunos la tienen además con metales de los grupos siguientes, como el magnesio, el zinc y el plomo, de los que difieren bastante por otros caracteres.

BARIO.—Ba".

Peso atómico..... 137.

769. HISTORIA Y ESTADO EN LA NATURALEZA.—Aislado por Davy en 1808; ha sido obtenido en estos últimos tiempos en mayor cantidad por Bunsen y Mathiessen. No existe libre en la naturaleza; se le encuentra formando sulfato de bario (baritina) y carbonato (witherita).

770. Propiedades y preparación.—Es blanco, argentino, fusible al rojo, se oxida rápidamente y descompone el agua á la temperatura ordinaria. Se prepara por la electrolisis del cloruro bárico fundido en un crisol (fig. 117) empleando como reóforo positivo una barra de carbón de relortas.

771. Cloruro bárico.— Cl_2Ba .—Cristaliza en láminas exagonales transparentes, que contienen dos moléculas de agua ($\text{Cl}_2\text{Ba}, 2\text{H}_2\text{O}$), incoloro, de sabor ácre desagradable, soluble en el agua, mas en la caliente, muy poco en el alcohol y en el agua acidulada con ácido clorhídrico; por el calor pierde las dos moléculas de agua de cristalización, después se funde sin descomponerse; es muy poco volátil y bastante

venenoso. Se prepara tratando el sulfuro ó el carbonato bárico por el ácido clorhídrico.

Se usa como reactivo del ácido sulfúrico y de los sulfatos solubles.

772. Protóxido de bario.—(*barita*): BaO .—Descubierto por Scheele; sólido, amorfo, de aspecto térreo y esponjoso, blanco agrisado, sabor cáustico, cuatro veces mas denso que el agua, por lo que se

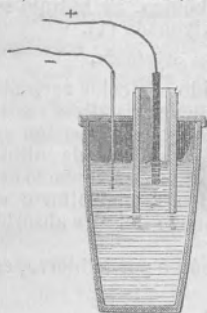


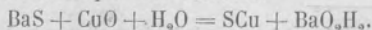
Fig. 117.—Electrolisis del cloruro bárico fundido.

le llamó *tierra pesada*, densidad que comunica á sus compuestos; se funde por el calor de la llama de la luz oxhídrica, pero no se descompone; tiene reacción alcalina y es muy venenoso. A la temperatura del rojo sombra absorbe el oxígeno y se transforma en bióxido de bárico; con los hidrácidos forma las sales haloideas correspondientes y agua; el ácido sulfúrico reacciona con él desprendiendo una cantidad de calor tal, que la masa se pone incandescente; cuando se le pone en contacto con el agua se

combina con ella desarrollando también tanto calor, si la cantidad de agua es poca, que llega á poner la masa incandescente formándose un *hidrato de bario* (BaO_2H_2) que es blanco, soluble en el agua (*agua de barita*) con la que forma un compuesto cristalizable que contiene ocho moléculas de aquella ($\text{BaO}_2\text{H}_2, 8\text{H}_2\text{O}$); este hidrato no se descompone por el calor y absorbe el anhídrido carbónico para formar carbonato bárico insoluble por lo que es preciso preservarle, así como á la barita, del contacto del aire.

Se prepara la barita calcinando el nitrato de bario al rojo vivo en una retorta de porcelana: $(\text{NO}_3)_2\text{Ba} = \text{BaO} + 2\text{NO}_2 + \text{O}$.

El hidrato se obtiene tratando la barita anhidra por el agua ó hirviendo una disolución concentrada de sulfuro de bario con óxido cúprico, se forma sulfuro de cobre insoluble é hidrato bárico que queda disuelto y que cristaliza por enfriamiento:



Puede prepararse también calcinando una mezcla de carbonato de bario y de carbón de madera; se desprende óxido de carbono y queda una mezcla de óxido de bario, carbón y carbonato bárico sobrantes; se trata la masa por agua hirviendo, se dejan sedimentar las sustancias insolubles, se filtra y por enfriamiento cristaliza el hidrato bárico.

Es muy usado como reactivo en los laboratorios.

773. Bióxido de bário.— BaO_2 .—Sólido, amorfo, de aspecto térreo, esponjoso, color agrisado, insoluble en el agua, en la cual se deslie combinándose después con ella, sin desarrollo apreciable de calor, formando un hidrato pulveruiento de la fórmula $\text{BaO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$; se descompone por la acción del calor desprendiendo un átomo de oxígeno: con el ácido clorhídrico produce agua oxigenada (226) y con el sulfúrico desprende oxígeno ozonizado.

Se prepara calentando el protóxido al rojo sombra en una corriente de oxígeno ó de aire privado de anhídrido carbónico. El hidrato se forma tratando el agua de barita por el agua oxigenada (1).

Se emplea para la obtención del oxígeno y del agua oxigenada.

774. Sulfuro de bario.— SBa .—Es sólido, de color agrisado claro, soluble en el agua de cuya disolución puede cristalizar en láminas exagonales blancas y sedosas, un cuerpo cuya composición no es constante pues está formado por una mezcla de sulfuro, de sulfhidrato y de hidrato de bário; esta disolución se altera en contacto del aire tomando color amarillo, porque se forma algo de polisulfuro; el sulfuro de bário es infusible y calentado en contacto del aire absorbe el oxígeno transformándose en sulfato.

Se prepara reduciendo el sulfato por el carbón ó por el hierro, en un crisol de barro:



Se emplea para preparar muchos compuestos de bário, como el cloruro, el hidrato y el nitrato.

Sales anfígenas de bário.

775. Clorato de bário.— $(\text{ClO}_3)_2\text{Ba}''$.—Cristaliza en prismas romboidales oblicuos; es blanco, soluble en el agua, mas en la caliente; el calor le descompone en oxígeno y cloruro.

Se prepara neutralizando el ácido clórico por el agua de barita.

Sirve para preparar muchos cloratos por doble descomposición con los sulfatos solubles.

776. Sulfato bárico.—(*baritina*, *espato pesado*).— $\text{SO}_4\text{Ba}''$.—Es muy abundante en la naturaleza. Cristaliza en prismas rectos romboidales, transparentes ú opacos, otras veces es amorfo y pulverulento,

(1) Se prepara este hidrato tal como se le ha de emplear en la obtención del agua oxigenada para los usos terapéuticos, de la siguiente manera: Se trata el bióxido de bario anhidro por ácido clorhídrico hasta disolución completa y se filtra; se añade después hidrato bárico ($\text{BaO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$) disuelto en agua hasta que se precipiten completamente la sílice, la alúmina y los sesquióxidos de hierro y de manganeso que impurifican al bióxido de bário; se filtra y al líquido se le adiciona mas disolución de hidrato bárico obteniéndose un precipitado de bióxido de bario hidratado que se deja sedimentar y se recoge. Este precipitado es el que tratado por ácido sulfúrico da el agua oxigenada.

incolores ó blancos, muy densos (4,5) y muy duros; insolubles en el agua y en los ácidos; el sulfúrico concentrado disuelve una pequeña cantidad; es casi infusible y el calor no le altera; el carbón le reduce á una temperatura elevada convirtiéndole en sulfuro (774); los carbonatos potásico ó sódico le transforman por el calor en carbonato bárico y en sulfato alcalino.

Se prepara precipitando un compuesto soluble de bário por el ácido sulfúrico ó un sulfato soluble.

Sirve en análisis química para determinar cualitativa y cuantitativamente el ácido sulfúrico y la barita: se prepara industrialmente en grandes cantidades para la fabricación de papeles pintados y de ciertos cartones; en la pintura se le emplea como *blanco fijo*.

777. Nitrato bárico.— $(\text{NO}_3)_2\text{Ba}''$.—Cristaliza en octaedros regulares transparentes ú opacos, incoloros ó blancos, de sabor amargo, bastante denso, soluble en el agua, más en la caliente, insoluble en el alcohol y en el ácido nítrico concentrado; se funde por el calor y después se descompone desprendiendo oxígeno y vapores nitrosos (772) y dejando como residuo protóxido de bário; es venenoso.

Se prepara tratando el sulfuro ó el carbonato báricos por el ácido nítrico diluido en agua; se desprende hidrógeno sulfurado ó anhídrido carbónico y el nitrato queda en disolución, que concentrada cristaliza.

Se emplea como reactivo y para preparar la barita.

778. Carbonato de bario.—(*witherita*).— $\text{CO}_3\text{Ba}''$.—Se le encuentra en bastante cantidad en Inglaterra. Cristaliza en prismas rectos romboidales, siendo isomorfo con el aragonito (carbonato de calcio); otras veces se presenta amorfo; es blanco, bastante denso, insoluble en el agua, se funde al rojo blanco y se descompone difícilmente por el calor, á no ser que esté mezclado con carbón; el ácido carbónico le convierte en bicarbonato soluble.

Se prepara precipitando una sal soluble de bario por un carbonato alcalino.

Se emplea como reactivo y para preparar algunos compuestos de bario.

779. Caracteres de las sales de bario.—Son casi todas incoloras, de sabor salado, ligeramente ácre y venenosas, las solubles. No precipitan por el ácido clorhídrico, por el sulfhídrico, ni por los sulfuros solubles: con los carbonatos solubles dan precipitado blanco de carbonato bárico: con el ácido sulfúrico y los sulfatos solubles le dan también blanco, pulverulento, muy denso, é insoluble en el agua y en los ácidos: con el hidrofusilícico precipitan en blanco:

con la disolución de un *cromato* precipitado amarillo de cromato bórico; dan á la *llama del alcohol* un color amarillo verdoso y su *espectro* está caracterizado por varias rayas amarillas y verdosas.

ESTRONCIO.—Sr^{''}.

780. HISTORIA.—Davy, en 1808, sospechó la existencia de este metal, que ha sido aislado después por Bunsen y Mathiessen.

781. Propiedades y obtención.—No existe libre en la naturaleza y sus compuestos son menos abundantes que los de bario y calcio. Es sólido, amarillo pálido, su densidad 2,5, algo mas duro que el plomo y descompone el agua á la temperatura ordinaria. Sus derivados son muy análogos á los del bario y del calcio.

Se obtiene por la electrolisis de su cloruro, mezclado con sal amoníaco.

782. Cloruro de estroncio.— $\text{Cl}_2\text{Sr}''$.—Cristaliza en agujas largas con tres moléculas de agua; es muy soluble en esta y delicuescente, pero menos que el cloruro cálcico; poco soluble en alcohol é insoluble en el ácido clorhídrico: el calor le hace perder el agua de cristalización, después le funde, descomponiéndose en parte.

Se prepara como el de bario, tratando el sulfuro ó el carbonato por el ácido clorhídrico.

783. Óxidos de estroncio.—Se conoce un *protóxido* (SrO) llamado *estronciana*, descubierto por Crawford en 1790, un *bióxido* (SrO_2) y además un hidrato (SrO_2H_2), muy análogos á los de bario.

784. Sulfato de estroncio.—(*celestina*).— $\text{SO}_4\text{Sr}''$.—Se encuentra en la naturaleza en las solfataras de Sicilia y acompañando al yeso: cristaliza en prismas rectos romboidales y es amorfo, incoloro ó blanco, bastante denso, muy poco soluble en el agua y menos en la acidulada.

Se prepara precipitando una sal de estronciana por el ácido sulfúrico ó un sulfato soluble.

Su disolución se emplea para distinguir las sales estroncicas de las béricas, porque precipita á estas y no á aquellas.

785. Nitrato estroncico— $(\text{NO}_3)_2\text{Sr}''$.—Cristaliza en prismas que contienen cinco moléculas de agua ($(\text{NO}_3)_2\text{Sr}''\cdot 5\text{H}_2\text{O}$); puede cristalizar también en octaedros regulares anhidros, incoloro, soluble en el agua, insoluble en el alcohol, eflorescente, el calor le descompone dejando como residuo la estronciana.

Se prepara tratando el sulfuro ó el carbonato por el ácido nítrico diluido.

Se emplea en la pirotecnia para preparar los fuegos llamados bengalas.

786. Carbonato de estroncio.—(*estroncianita*)— $\text{CO}_3\text{Sr}''$.—Se le encuentra en Escocia, cerca del cabo Stroncian, y en algunos manantiales; cristaliza en prismas rectos romboidales, insoluble en el agua, soluble en la que contiene anhídrido carbónico, difícilmente descomponible por el calor.

Se prepara tratando una sal de estronciana por un carbonato soluble.

787. Caracteres de las sales de estroncio.—Muy parecidas á las de bario. No precipitan por el *ácido clorhídrico*, por el *sulfhídrico*, ni

por los *sulfuros solubles*: con los *carbonatos* dan precipitado blanco de carbonato de estroncio: no le dan con el *ácido hidrosilícico* ni con los *croatos*: comunican á la *llama del alcohol* una coloración roja purpúrea y su *espectro* se caracteriza por varias rayas, una anaranjada y otras rojas.

CALCIO.—Ca''.

Peso atómico..... 40.

788. HISTORIA Y ESTADO EN LA NATURALEZA. — Aislado por Davy descomponiendo la cal por la pila; obtenido después por Bunsen y Mathiessen y por Lies-Bodard y Jobin. No existe libre en la naturaleza pero son muy abundantes muchos de sus compuestos, como los carbonatos, sulfatos, fosfatos, silicatos, etc.

789. Propiedades y obtención. — Es blanco amarillento parecido al bronce, con mucho brillo metálico recién cortado, su densidad 1,6, maleable y fusible al rojo, se empaña muy pronto en el aire húmedo, oxidándose, y arde en él cuando se calienta, con una llama muy brillante, descompone el agua á la temperatura ordinaria desprendiendo bastante calor.

Se obtiene por la electrolisis de su cloruro ó descomponiendo su yoduro por el sodio en un crisol de hierro.

Compuestos binarios más importantes del calcio.

790. Cloruro de calcio.— $\text{Cl}_2\text{Ca}''$.—Existe en el agua del mar y de muchos manantiales, acompañando al cloruro de magnesio; en la apatita unido al fosfato tricálcico y en la wagnerita con el fosfato trimagnésico.

Cristaliza en prismas exagonales que contienen seis moléculas de agua ($\text{Cl}_2\text{Ca}, 6\text{H}_2\text{O}$), es incoloro, muy delicuescente y muy soluble en el agua, produciendo un descenso de temperatura que puede ser de -45° cuando se le mezcla con hielo; bastante soluble en el alcohol de cuya disolución cristaliza en láminas que contienen 59 % de alcohol; el calor le deshidrata transformándole primero en una masa porosa muy delicuescente que retiene aún dos moléculas de agua y que se emplea para desecar los gases; al rojo sombra la pierde toda y se funde, pudiendo tenerle en placas delgadas ó en cilindros, como la potasa y la sosa; la electricidad le descompone.

Se prepara tratando el carbonato cálcico por el ácido clorhídrico; en los laboratorios se utiliza generalmente el residuo de la obtención del amoniaco, purificándole convenientemente.

Se emplea para desecar los gases y como reactivo.

791. Fluoruro de calcio.—(*espatio fluor*).— $\text{Fl}_2\text{Ca}''$. Existe

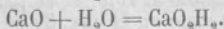
en la naturaleza en bastante abundancia. Cristaliza en cubos incoloros, alguna vez de color amarillo ó violado, insoluble en el agua. Se obtiene por doble descomposición.

Se emplea para preparar el ácido fluorhídrico y algunos fluoruros.

OXIDO DE CALCIO—CaO.

(*Cal viva*)

792. Propiedades.—No existe libre en la naturaleza. Es sólido, amorfo, blanco, de sabor cáustico, su densidad 2,3, infusible aun por el calor de la luz oxhídrica que le hace adquirir un brillo muy intenso; su reacción es muy básica; neutraliza con energía á los ácidos formando las sales correspondientes; cuando se le pone en contacto con el agua se combina con ella para formar un hidrato de calcio:



Esta combinación se produce con un desarrollo de calor muy considerable (7,5 calorías) desprende vapor acuoso, se hincha y se hiende produciendo alguna vez chasquidos y por último se reduce á polvo (*cal apagada*); adicionando á esta más agua se forma la *lechada de cal*; el hidrato cálcico es algo soluble, más en frio que en caliente y esta disolución (*agua de cal*) puesta en contacto del aire se enturbia porque se forma carbonato cálcico insoluble; es más soluble en agua azucarada; se descompone por el calor perdiendo agua y transformándose en cal viva. Con la sosa forma la *cal sodada* ó *sosada* que se emplea en la análisis orgánica.

793. Preparación.—Se prepara en los laboratorios calcinando el carbonato ó el nitrato cálcicos puros en un crisol de porcelana ó de platino.

FABRICACIÓN DE LA CAL.—La fabricación en grande de la cal se hace de várias maneras; en algunas localidades establecen hornos provisionales en una escabación poco profunda hecha en el terreno, en la que colocan convenientemente la piedra calera y la leña cuya combustión ha de producir la transformación de aquella en cal (1); otras veces se hace en hornos en los que se obtiene una fabricación regular y permanente; estos hornos pueden ser intermitentes ó continuos, según que haya que interrumpir la fabricación para descargarles de la cal y cargarles nuevamente de piedra calera ó que pueda extraerse aquella por la parte inferior del horno y á la par cargarle por la superior, sin interrumpir la fabricación.

Los hornos intermitentes suelen tener la forma ovoidea de unos 4 metros de altura y sus paredes están cubiertas de ladrillos refractarios;

(1) Estos hornos rudimentarios reciben en algunos puntos de nuestro país el nombre de *tolluezos*.

se cargan formando en su parte inferior una bóveda con trozos grandes de piedra y encima de esta se van colocando trozos cada vez más pequeños; el fuego se aplica debajo de la bóveda y la corriente de aire se establece por los huecos que dejan entre sí los trozos de piedra, cuya corriente arrastra consigo el vapor de agua y el anhídrido carbónico que se desprenden de la piedra calera; al principio se calienta poco después se eleva la temperatura al rojo vivo y se conoce que la operación ha terminado cuando la llama sale por la parte superior del horno sin producir humo.

Los hornos continuos tienen la forma de dos conos truncados unidos por sus bases menores, cuya altura es de unos 8 metros; se cargan de la misma manera que los anteriores y el fuego se aplica en un principio debajo de la bóveda hasta que la piedra que ocupa la parte más inferior adquiere la temperatura del rojo; después se emplea para continuar la acción del calor un hogar lateral que comunica con el horno por tres aberturas situadas en un mismo plano; la extracción de la cal se efectúa por una abertura que hay cerca del fondo y se reemplaza por nuevos materiales que se echan por la boca superior.

794. APLICACIONES.—En los laboratorios se emplea como reactivo tanto en el estado sólido como en el de agua de cal; se utiliza en la preparación del amoníaco y de otros cuerpos. Sus aplicaciones en las artes y en la industria son muy numerosas é importantes; es la base de los morteros y cementos que se emplean en las construcciones; como las cualidades de las cales empleadas en estas son diversas según las condiciones en que han de estar colocadas, de ahí la división que se hace de aquellas en *cales aéreas* ú ordinarias y *cales hidráulicas*; las primeras son las que se emplean en las construcciones ordinarias, las segundas en las que se hacen debajo del agua ó en sitios muy expuestos á la acción de esta. Las cales ordinarias ó aéreas á su vez se subdividen en *grasas* y *secas* según sus cualidades; las cales grasas proceden de la calcinación de carbonatos cálcicos casi completamente puros, son blancas, desprenden gran cantidad de calor al apagarlas, se hinchan mucho, aumentando su volumen 2 á 3 veces y mezcladas con agua dan una masa suave y untuosa; las cales secas resultan de carbonatos cálcicos muy impuros por lo que contienen magnesia, óxido de hierro, alúmina y sílice; su color es agrisado, desprenden poco calor, apenas aumentan de volumen al apagarse y forman con el agua una masa poco adherente.

Se llaman *hidráulicas* á las cales que se endurecen dentro del agua, formando masas sólidas tan duras que se necesita un choque muy fuerte para romperlas, separándose en fragmentos de estructura escamosa; su color es amarillento y al apagarlas no aumentan apenas de volumen, ni producen gran elevación de temperatura. Se obtienen por la calcinación de piedras caleras que contengan de 10 á 30 % de arcilla; pueden obtenerse también calcinando reunidas mezclas de cretas puras con ún 25 % de arcilla.

Las cales que acaban de darse á conocer rara vez se emplean solas, sino mez-

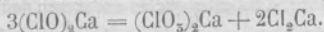
cladas con arena en proporciones diversas constituyendo los llamados *morteros*, que sirven para unir los materiales empleados en las construcciones. Los morteros serán aéreos ú ordidarios ó hidráulicos según que se emplean para formarles una ú otra clase de cal; los hidráulicos pueden prepararse también mezclando cal con grasas con arcillas cocidas, tales como ladrillos, tejas y restos de loza pulverizados ó bien rocas volcánicas como las *pouzzolanas* que son arcillas porosas de origen volcánico.

La adición de la arena en los morteros ordinarios tiene por objeto evitar que al secarse la cal, si se emplease sola, queden los intersticios que se producen por la contracción que experimenta, facilitando al mismo tiempo la adherencia entre aquellos y los materiales, adherencia tanto mayor cuanto más se va carbonatando la cal que es lo que ocasiona su endurecimiento. En los morteros hidráulicos se produce otra acción diferente que consiste en la formación de un silicato doble de aluminio y calcio ó un silicato cálcico y á la par algo de aluminato cálcico, cuerpos muy duros é insolubles.

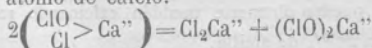
Se conocen un *bióxido de calcio* (CaO_2), un *monosulfuro* (SCa), conocido con el nombre de *fósforo de Cantón*, por la propiedad de lucir en la oscuridad cuando ha estado durante algún tiempo á los rayos solares, y vários *polisulfuros*. Existe también un *fosfuro de calcio*, cuerpo sólido amorfo, agrisado al que se atribuye la fórmula Ph_2Ca , que tiene la propiedad de dar hidrógeno fosforado espontáneamente inflamable cuando se le trata por agua, y fosfamina tratado por el ácido clorhídrico (386); se le prepara tratando la cal viva por el fósforo á temperatura elevada.

Sales anfígenas de calcio.

795. Hipoclorito de calcio.— $(\text{ClO})_2\text{Ca}''$.—Rara vez se prepara esta sal pura, que cristaliza en agujas y que se obtiene neutralizando el hidrato cálcico por el ácido hipocloroso. Generalmente se la tiene formando parte del producto industrial conocido con el nombre de *cloruro de cal*, formado por la unión del hipoclorito cálcico, con cloruro de calcio y algo de cal; se presenta bajo la forma de un polvo blanco, de sabor cáustico y clorado á la vez, soluble en el agua; se descompone por el calor transformándose en cloruro y clorato:



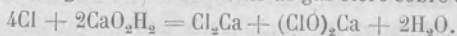
Este cuerpo no es en realidad una mezcla de hipoclorito y de cloruro, sinó más bien una sal mixta derivada de la sustitución del hidrógeno de una molécula de ácido clorhídrico y de otra de ácido hipocloroso, por un átomo de calcio:



tratado por el alcohol, que disuelve al cloruro, no cede nada á aquel.

Descolora rápidamente á las materias colorantes orgánicas porque desprende fácilmente cloro, procedente de la descomposición del ácido hipocloroso; hervida su disolución con un peróxido, como el de cobalto, el de níquel, etc., se transforma en cloruro cálcico y desprende oxígeno (pág. 122): los ácidos le descomponen desprendiendo cloro.

Se prepara dirigiendo una corriente de gas cloro sobre cal apagada:

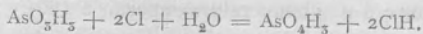


En la industria se le obtiene haciendo llegar el cloro á unas cámaras donde se coloca convenientemente la cal apagada ó á una lechada de cal si se le quiere tener en disolución.

El cloruro de cal tiene numerosas aplicaciones; en los laboratorios se le emplea para preparar algunos cuerpos; en Medicina como desinfectante por la facilidad con que deja libre el cloro (cada kilogramo de cloruro unos 110 litros de cloro) por la acción de los ácidos aún los menos enérgicos, como el carbónico del aire; en esto se funda también su empleo como descolorante en muchas industrias, en las que es necesario el cloro cuerpo difícil de transportar y de conservar por su estado gaseoso; hoy se consumen grandes cantidades de cloruro de cal en las fábricas de papel, en el blanqueo de ciertos tejidos, en el lavado de las ropas blancas (conociéndosele con el nombre vulgar de *polvos de gas*), etc.

El valor de este producto en el comercio depende de la cantidad de cloro que puede suministrar y como por sus condiciones físicas se presta fácilmente á que se le adultere con ciertas sustancias puede determinarse su valor por varios procedimientos que constituyen lo que se conoce en la ciencia con el nombre de *clorometría*.

796. Clorometría.—El procedimiento clorométrico más empleado en la práctica se funda en la propiedad que tiene el cloro de oxidar al ácido arsenioso en presencia del agua, transformándole en ácido arsénico:



Se prepara la disolución normal de ácido arsenioso pesando 4,436 gramos de anhídrido arsenioso puro (que es la cantidad de este cuerpo equivalente á la de ácido arsenioso que se transforma en ácido arsénico con un litro de cloro); se les disuelve en 30 gramos de ácido clorhídrico diluido en su volumen de agua destilada y se añade después la cantidad de ésta necesaria para completar un litro; cada centímetro cúbico de este líquido representará 1 c.c. de gas cloro. Para apreciar cuando ha terminado la oxidación del ácido arsenioso, se tiñe el líquido de azul con una disolución de añil de la que se adicionan unas gotas al que se emplea para cada ensayo.

Cuando se vá á ensayar un cloruro se toman porciones de él de varios puntos de su masa, se mezclan íntimamente y de la mezcla se pesan 10 gramos que se trituran en un mortero añadiendo agua para formar una lechada que se vá vertiendo en una probeta graduada de 1 litro; se lava el mortero con agua que se añade á la probeta y se completa el litro con la cantidad necesaria de agua; se agita para que el líquido se haga homogéneo; se deja en reposo después para que se deposite la cal que siempre contienen los cloruros

y con el líquido trasparente se llena una bureta de Gay-Lussac, para verterle gota á gota sobre un volúmen conocido (10 c. c.) de la disolución del ácido arsenioso, previamente teñida de azul con el añil; cuando al añadir una gota de la disolución del cloruro desaparezca el color azul del líquido, es prueba de que ha terminado la operación y por el volúmen consumido se calcula fácilmente la cantidad de cloro que hay en los 10 gramos de cloruro y por lo tanto en un kilógramo.

797. Sulfato cálcico.— $\text{SO}_4\text{Ca}''$.—Es un cuerpo muy abundante en la naturaleza encontrándosele anhidro (anhidrita ó karstenita) y combinado con dos moléculas de agua (espejuelo); también se halla disuelto en casi todas las aguas y las que le contienen en gran cantidad se llaman *selenitosas*; existe en las cenizas de los vegetales y en muchas sustancias animales, como la sangre, el jugo pancreático, los huesos raquílicos, etc.

El hidratado se presenta generalmente en cristales transparentes que son prismas romboidales, otras veces en láminas fibrosas y otras en cristales pequeños entrecruzados que forman masas blancas y opacas (alabastro yesoso). Es incoloro, si bién algunas veces tiene colores diversos debidos á sustancias estrañas: sabor ligeramente amargo apenas perceptible; su densidad 2,3; es blando, se deja rayar por la uña; poco soluble en el agua (1 litro de agua á 38° disuelve 2,14 gr.); sus disoluciones acuosas se enturbian cuando se las calienta; se disuelve mejor en el agua acidulada por el ácido clorhídrico ó el sulfúrico y también en las disoluciones saturadas de sal común ó de hiposulfito sódico; es insoluble en el alcohol. A 120° el sulfato cálcico cristalizado pierde las dos moléculas de agua, se vuelve blanco y opaco, constituyendo entonces el *yesso*; calentándole á 150° dentro de agua, se vuelve también anhidro; á una temperatura superior á 160° y sobre todo al rojo, pierde la propiedad de combinarse nuevamente con el agua; al rojo vivo se funde sin descomponerse. Cuando el yesso no se ha calentado á más de 120° y se le pone en contacto del agua, de manera que forme una papilla casi líquida, se transforma bien pronto, aumentando de volúmen y de temperatura, en una masa sólida y dura de sulfato cálcico hidratado, constituida por la reunión de cristales pequeños entrecruzados; en esta propiedad se funda el empleo de este cuerpo para las construcciones y para reproducir algunos objetos por medio de moldes.

Se prepara en los laboratorios precipitando una sal de calcio por el ácido sulfúrico ó por un sulfato soluble. En la industria sometiendo á una temperatura conveniente el sulfato cálcico natural, en hornos apropiados para calcinarle lentamente.

Se emplea como reactivo: tiene numerosas aplicaciones en la industria y en las artes, sirviendo entre otros usos para preparar los estucos (1); también se aplica algunas veces en agricultura.

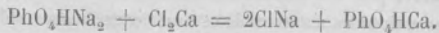
798. Nitrato de calcio.— $(\text{NO}_3)_2\text{Ca}$.—Forma la mayor parte de las eflorescencias salitrosas que se hallan sobre el suelo y las paredes de las cuevas y de los establos húmedos y existe en disolución en las aguas de algunos manantiales. Cristaliza, aunque difícilmente, en prismas exagonales que contienen cuatro moléculas de agua, es muy delicuescente y soluble en $\frac{1}{4}$ de su peso de agua y en su peso de alcohol hirviendo; á 44° experimenta la fusión acuosa y á mayor temperatura se descompone; si antes de terminar su descomposición se deja enfriar la masa se obtiene una sustancia fosforescente como el sulfuro de calcio (*fósforo de Baudouin*). Se prepara con el carbonato cálcico y el ácido nítrico.

Sirve para obtener la cal pura.

799. Fosfatos de calcio.—Se conocen tres, á saber: el *fosfato tricálcico* $((\text{PhO}_4)_2\text{Ca}_3)$, el *bicálcico* $((\text{PhO}_4)_2\text{H}_2\text{Ca}_2)$ y el *monocálcico* $((\text{PhO}_4)_2\text{H}_4\text{Ca})$. El fosfato tricálcico existe en la naturaleza constituyendo varios minerales (fosforita, apatita, etc.), en las cenizas de casi todas las sustancias vegetales, constituyendo la mayor parte de la materia inorgánica de los huesos y en casi todos los líquidos y tejidos de la economía animal. Es sólido, generalmente amorfo, blanco, insoluble en el agua, fusible á una temperatura muy elevada; los ácidos le transforman en fosfato monocálcico ó sea el llamado *fosfato ácido de calcio* ó *superfosfato de cal*.

Los fosfatos tricálcicos que existen en la naturaleza se emplean para transformarlos en superfosfatos (que tanto uso tienen hoy para la fabricación de abonos) tratándoles en aparatos convenientes por ácido sulfúrico de 50°B.é (2).

El fosfato bicálcico, llamado también *fosfato neutro de calcio* (PhO_4HCa) es sólido, cristaliza con dos moléculas de agua en cristales muy pequeños y blancos, es insoluble ó muy poco soluble en el agua. Se prepara tratando una disolución de fosfato bisódico por otra de cloruro cálcico:



(1) Los estucos se hacen hidratando ó apagando el yeso con agua de cola, con lo que adquiere una dureza grande y es susceptible de pulimento; si se añaden á la masa ciertos óxidos coloreados se obtienen estucos que imitan á los mármoles. También se puede emplear con el mismo objeto una disolución de alumbre al 12 por 100, recibiendo entonces la masa el nombre de yeso alumbrado.

(2) A esto se debe la gran importancia que han adquirido las minas de fosforita de Logrosan, provincia de Cáceres; las de esparraguina de Jumilla (Murcia) y las de apatita de la provincia de Almería.

El fosfato monocálcico ó fosfato ácido de cal, es sólido, cristaliza en láminas romboidales de aspecto nacarado, su sabor es muy ácido, se disuelve en el agua; el calor le transforma en metafosfato cálcico (351). Se prepara tratando el fosfato tricálcico por el ácido sulfúrico ó por el fosfórico.

Estos tres fosfatos se emplean en Medicina; el monocálcico se emplea en grandes cantidades para la fabricación del fósforo y de los abonos.

800. Carbonato cálcico.— CO_3Ca .—Son muy numerosas las variedades que existen en la naturaleza; cristalizado en romboedros constituye el *espató de Islandia*; en prismas rectos rectangulares forma el *aragonito*; los *mármoles* son carbonato de calcio coloreado por diversas sustancias minerales ú orgánicas; el *alabastro calcáreo*, la *creta*, las *pedras litográficas* y las *calizas*, son otras tantas variedades de esta sal. Existe en las cenizas de todas las sustancias vegetales y en casi todos los líquidos y tejidos animales, como la orina, los huesos, los tubérculos cretáceos, etc.

Se presenta unas veces cristalizado é incoloro y otras amorfo y blanco, sin sabor alguno, de dureza, estructura y densidad muy variables; insoluble en el agua, el calor le descompone desprendiéndose anhídrido carbónico y quedando como residuo óxido de calcio. Se combina con el ácido carbónico transformándose en bicarbonato cálcico que es soluble en el agua, pero calentando esta disolución se desprende anhídrido carbónico y se deposita el carbonato cálcico; lo mismo sucede cuando éste se encuentra disuelto en aguas cargadas de ácido carbónico merced á una presión superior á la de la atmósfera, si aquella disminuye por cualquiera causa; estos hechos explican la formación de las incrustaciones calcáreas y de las *estalactitas* y *estalagmitas*. Se combina con el hidrato de calcio para formar un hidrocarbonato y con otros carbonatos forma sales dobles. Se prepara precipitando una sal de calcio por un carbonato soluble.

Las diversas variedades naturales de esta sal tienen muchas aplicaciones; unas se emplean en las construcciones, otras para objetos de adorno (mármoles), las cretas se emplean para pulimentar ciertos metales, etc.

801. Caracteres de las sales de calcio.—Son generalmente incoloras, de sabor picante ligeramente amargo; la mayor parte insolubles en el agua.

No precipitan por el *ácido clorhídrico*, por el *sulfhídrico*, ni por los *sulfuros solubles*; con los *carbonatos alcalinos* dan precipitado blanco pulverulento de car-

bonato cálcico; con el *ácido sulfúrico* y los *sulfatos solubles* precipitan en blanco las disoluciones concentradas, pero no las diluidas por ser el sulfato cálcico algo soluble en el agua; en éstas se le hace aparecer agregando un poco de alcohol: con el *oxalato amónico* dán un precipitado blanco de oxalato cálcico, insoluble en el agua y en el ácido acético, pero soluble en los ácidos minerales diluidos: comunican á la *llama del alcohol* un color amarillo-rojizo y dán un *espectro* caracterizado por varias rayas unas verdes y otras anaranjadas.

SEGUNDO GRUPO.

802. El *magnesio*, el *zinc* y el *cadmio* forman un grupo muy natural; sus propiedades difieren de las que caracterizan á los metales del grupo anterior y del siguiente, pero esto no obstante tienen algunas analogías con ellos que vienen á servir de lazo de unión entre dichos grupos. Los óxidos de estos tres metales son insolubles en el agua y son bases menos enérgicas que las alcalino-térreas.

MAGNESIO.—Mg^{''}.

Peso atómico... 24.

803. HISTORIA.—Aislado por Bussy en 1831, empleando un procedimiento ideado algunos años antes por Wöhler. En 1855 le obtuvieron en mayor cantidad Bunsen y Mathiessen, por la electrolisis de su cloruro. Posteriormente Sainte-Claire Deville y Caron han modificado el procedimiento de Bussy de tal manera que han hecho muy fácil la obtención del magnesio.

804. Estado en la naturaleza.—Nó se le encuentra libre; muchos de sus compuestos son muy abundantes en la naturaleza, como se dirá al estudiarlos.

805. Propiedades.—Es un metal blanco argentino, poco denso (1,75), no muy duro, poco tenáz y dúctil y algo maleable; se funde á unos 1000° pudiéndosele destilar en una corriente de gas hidrógeno á una temperatura algo mayor; es electro-positivo y desaloja á otros muchos de sus combinaciones; el aire no le altera á la temperatura ordinaria cuando está seco, pero sí cuando está húmedo; al rojo arde con una llama blanca muy brillante y rica en rayos químicos, por lo que puede reemplazar á la luz solar en la fotografía; la intensidad de la llama del magnesio es debida á la formación de su óxido que es infusible, se pone incandescente y brilla mucho; descompone el agua á una temperatura superior á la ordinaria.

806. Obtención.—Se puede preparar por la electrolisis de su

cloruro fundido, pero se obtiene más fácilmente descomponiendo este por el sodio en un crisol de barro calentado al rojo, en el cual se coloca una mezcla de seis partes de cloruro magnésico anhidro, una de cloruro potásico, una de sodio cortado en fragmentos y una de fluoruro cálcico; se tapa y cuando ha terminado la reacción muy viva que se produce, se separa del fuego y se agita la masa durante el enfriamiento con una varilla de hierro para que el metal se reuna en un solo botón, en la superficie de aquella; separado de la escoria, se destila en una corriente de hidrógeno para tenerle completamente puro. Hoy se sustituye el cloruro de magnesio por el cloruro doble de magnesio y sodio.

807. APLICACIONES.—En Química toxicológica se le emplea para el reconocimiento de algunos metales á los que desaloja de sus compuestos y para la preparación del hidrógeno puro en el aparato de Marsh. Su llama se emplea como foco luminoso para ciertas aplicaciones y al efecto se construyen unas lámparas especiales en las que se quema alambre ó cinta de magnesio; la luz del magnesio es muy rica en rayos químicos y su intensidad tal que Bunsen ha demostrado que un decígramo de magnesio ardiendo en oxígeno puro, produce una luz equivalente á 110 bujías aunque la superficie de incandescencia sea de 7 á 8 veces más pequeña que la de la llama de una bujía.

Compuestos mas importantes que forma el magnesio.

808. Cloruro de magnesio.— $\text{Cl}_2\text{Mg}''$ —El agua del mar y la de casi todos los manantiales llevan en disolución este cuerpo; se le encuentra unido al cloruro de potasio en Stassfurt, constituyendo la carnalita, y en otros minerales. Se presenta en láminas nacaradas, incoloro, de sabor amargo, delicuescente y muy soluble en agua fria; su disolución concentrada convenientemente, deja depositar cristales que son prismas romboidales con seis moléculas de agua y muy delicuescentes; se descompone por el calor desprendiendo ácido clorhídrico y dejando magnesia, á lo que se debe la existencia de este cuerpo en los residuos de evaporar casi todas las aguas; se disuelve algo en el alcohol y es fusible; se combina con otros cloruros para formar cloruros dobles. Se prepara tratando el carbonato magnésico por el ácido clorhídrico; concentrando el liquido convenientemente cristaliza; pero no es posible tenerle anhidro por la acción directa del calor sobre el hidratado, porque se descompone como se ha dicho; para obtenerle en

ese estado se le une al cloruro amónico y la sal doble se evapora sin descomponerse y calentando después el residuo, se volatiliza la sal amoniaco y queda el cloruro magnésico anhidro.

Se emplea alguna vez como reactivo.

809. Óxido de magnesio (*magnesia*).— MgO .—Es un polvo blanco, insipido, muy ligero (2,3), insoluble en el agua é infusible; sometido al rojo brilla mucho; es una base bastante poderosa; sometida á la acción del agua, cuando no ha experimentado una calcinación muy fuerte, se combina con ella sin desarrollo apreciable de calor y forma un hidrato (MgO_2H_2) que existe cristalizado en la naturaleza, que es algo soluble, dando al agua una ligera reacción alcalina, y absorbe el anhídrido carbónico para formar un hidrocarbonato; cuando se la calcina fuertemente pierde la propiedad de unirse con aquella y se disuelve con mucha lentitud aún en los ácidos enérgicos. Se prepara calcinando el hidrocarbonato de magnesio á una temperatura inferior al rojo, ó el nitrato magnésico. Precipitando una sal soluble de magnesio por un álcali se obtiene el hidrato amorfo.

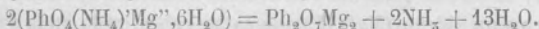
Se emplea en Medicina para combatir las acedías, como purgante y como contraveneno del ácido arsenioso; debe preferirse la calcinada á poca temperatura.

810. Sulfato de magnesio.—(*sulfato de magnesia, sal catártica*).— $\text{SO}_4\text{Mg}''$.—Este cuerpo es conocido con los nombres de *sal de la Higuera, de Vaciamadrid, de Epsom* (Inglaterra) *de Sedlitz* (Bohemia) por hallarse en dichas localidades, así como en otras muchas de España y del extranjero, ya en estado sólido, formando distintos minerales, ya disuelta en el agua. Cuando está anhidro es amorfo, blanco, de sabor amargo y salado muy desagradable; se disuelve en el agua y de esta disolución cristaliza con siete moléculas á la temperatura ordinaria, en prismas romboidales, incoloros y eflorescentes ($\text{SO}_4\text{Mg}'' \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), con 12 á la de 0° y con 6 á la de 30° . El calor le hace perder el agua de cristalización, reteniendo solo una molécula á 132° , que la pierde á 210° quedando anhidro; al rojo se funde y á una temperatura más elevada se descompone desprendiendo anhídrido sulfúrico y dejando magnesia libre y cristalizada. Tiene tendencia á unirse con otros sulfatos para formar sulfatos dobles, de los que algunos se hallan en la naturaleza.

Se prepara tratando el carbonato magnésico por el ácido sulfúrico. Sometiendo á la evaporación las aguas que le llevan disuelto cristaliza y se le purifica por repetidas cristalizaciones.

Se emplea como reactivo en Química, en Medicina como purgante y en Farmacia para preparar el hidrocarbonato de magnesio.

811. Fosfatos de magnesio.—Se conocen varios orthofosfatos sencillos de constitución igual á los de calcio; les hay además dobles, de los que debe mencionarse el *fosfato amónico-magnésico* ($\text{PhO}_4(\text{NH}_4)\text{Mg}''\cdot 6\text{H}_2\text{O}$) porque es el cuerpo que se forma cuando se precipita una sal magnésica amoniacal por un fosfato alcalino, cuya reacción sirve para determinar cualitativa y cuantitativamente el ácido fosfórico y la magnesia. Este fosfato sometido á la acción del calor se transforma en *pirofosfato de magnesio* ($\text{Ph}_2\text{O}_7\text{Mg}_2$) en cuyo estado se pesan aquellos cuerpos en análisis cuantitativa:



El fosfato amónico-magnésico existe en algunos líquidos de la economía animal y forma cálculos urinarios cuando por cualquiera causa se deposita en la vejiga de la orina.

812. Carbonato de magnesio.— $\text{CO}_3\text{Mg}''$.—Existe en la naturaleza formando la *giobertita*; unido al carbonato cálcico constituye las *dolomias*. Cristaliza en romboedros parecidos á los del espato de Islandia; es incoloro ó blanco, insoluble en el agua, el calor le descompone dejando en libertad la magnesia; se combina con el ácido carbónico para transformarse en bicarbonato soluble; por esta razón se encuentra este cuerpo en muchas aguas de las que se deposita cuando se las calienta ó cuando se desprende de ellas el anhídrido carbónico por una causa cualquiera, formando incrustaciones, estalactitas, etcétera. Forma con el hidrato de magnesio un hidrocarbonato ($3\text{CO}_3\text{Mg}\cdot\text{MgO}_2\text{H}_2\cdot 3\text{H}_2\text{O}$) que es la *magnesia alba* de los farmacéuticos y que se prepara tratando una disolución de sulfato de magnesio por un exceso de carbonato sódico, en caliente, recogiendo el precipitado, lavándole y desecándole. El carbonato de magnesio forma con los de otros metales, carbonatos dobles, algunos de los cuales son minerales muy importantes.

813. Silicatos de magnesio.—Existen en la naturaleza varios *silicatos de magnesio*, como por ejemplo el *talco*, la *serpentina*, la *espuma de mar* etc., cuyo estudio corresponde más bien á la Mineralogía.

814. Carácterés de las sales de magnesio.—Son por regla general incoloras ó blancas, de sabor amargo desagradable y de solubilidad muy diversa.

No precipitan por el *ácido clorhídrico*, por el *sulfhídrico*, ni por los *sulfuros solubles*: con los *carbonatos neutros solubles* dan precipitado blanco: con los *carbonatos ácidos* (bicarbonatos) no precipitan á no ser que se calienten los líquidos para desprender anhídrido carbónico: con la *potasa* dan precipitado blanco de

hidrato de magnesio; con el *ácido oxálico* y los *oxalatos* precipitan igualmente en blanco; estos precipitados no se forman cuando á las sales de magnesio se las adiciona una sal amónica, porque se forman sales dobles amónico-magnésicas, solubles casi todas ellas; con los *orthofosfatos alcalinos*, en presencia del amoníaco, dan estas sales un precipitado cristalino de fosfato amónico-magnésico, cuya formación se favorece agitando el líquido.

ZINC.—Zn¹².

Peso atómico. 65.

815. HISTORIA —Este metal fué conocido por los chinos antes que por los europeos, que no le conocieron hasta que fué importado de aquel país después del siglo XII, con el nombre de *estaño de la India*; en 1770 fueron introducidos en Inglaterra los procedimientos empleados en China para extraer el zinc y desde entonces hasta nuestros días la explotación de este cuerpo ha ido aumentando considerablemente.

816. Estado en la naturaleza.—Los dos minerales de zinc mas abundantes son el sulfuro (*blenda*) y el carbonato (*calamina*) que se encuentran en muchas localidades de Europa y de Asia.

817. Propiedades.—Cristaliza en prismas exagonales ó en dodecaedros romboidales; su color es blanco azulado y su densidad 6,86 que puede elevarse á 7,215 cuando está laminado; tiene una blandura especial merced á la cual embota las limas cuando se le somete á su acción; se le puede estender en láminas á la temperatura ordinaria, pero es algo quebradizo, siendo necesario laminarle á la de 150° para que no se rompa, cuidando mucho de que no llegue á 200° porque vuelve á hacerse tan frágil que se le puede pulverizar en un mortero; es muy poco dúctil; se funde á 410° y se volatiliza á 1040°.

Es combustible, calentado al rojo en contacto del aire arde con una llama blanca muy brillante, de cuyo hecho sacan partido los pirotécnicos para ciertos fuegos de artificio; se combina directamente con el cloro, bromo y yodo, formando las sales halógenas correspondientes; el oxígeno y el aire húmedo le oxidan, pero nada mas que superficialmente puesto que se cubre de una capa de óxido ó de hidrocarbonato, insolubles, que preservan al resto del metal de la oxidación; con el azufre no se combina sinó cuando ambos cuerpos están en estado de vapor y entonces lo hacen hasta con detonación; de lo contrario manifiestan tan poca afinidad que se puede destilar el azufre en vasijas de zinc; el selenio, el fósforo, el arsénico y otros metaloides, se unen tam-

bién directamente con este metal; forma algunas aleaciones muy importantes. Descompone el agua por cima de 100° desprendiendo hidrógeno; el zinc puro es atacado con dificultad por los ácidos débiles y aún por los enérgicos diluidos en agua, á la temperatura ordinaria, á no ser que se opere en vasijas metálicas; en cambio el zinc impurificado por otros metales, como le sucede al del comercio se disuelve con rapidez en dichos ácidos desprendiendo hidrógeno y formándose la sal correspondiente, cuyo fenómeno se atribuye á una acción eléctrica desarrollada por el contacto del zinc con otro metal en el seno de un líquido ácido; á temperaturas elevadas es atacado por los referidos cuerpos. Las reacciones que se desarrollan por la acción del zinc sobre los ácidos son muy variadas y generalmente se deben á reducciones producidas, ya por el hidrógeno que se desprende, ya por el metal mismo. También puede actuar sobre algunos hidratos metálicos con desprendimiento de hidrógeno y sobre muchas sales desalojando al metal que las forma.

818. Extracción.—Los dos únicos minerales que se explotan para extraer el zinc son la blenda y la calamina, y la metalurgia de este metal está fundada en transformar aquellos dos minerales en óxido y en la reducción de este por el carbón. Sometido el sulfuro á la tostación desprende gás sulfuroso y se convierte en óxido; calcinada la calamina pierde anhídrido carbónico quedando también convertida en óxido de zinc; calentando éste con carbón se forma óxido de carbono y el zinc queda libre.

Los procedimientos para practicar esta operación varían y son por *ascensum* ó por *descensum* según que el zinc se recoga en recipientes situados encima ó debajo del punto en que se verifica la reducción de su óxido.

En el procedimiento empleado en Bélgica (en las fábricas de la Vieille-Montagne) se hace la reducción del óxido de zinc en tubos *a* (fig. 118) de barro refractario cerrados por uno de sus extremos; á la boca de aquellos se adapta una alargadera cónica de hierro fundido *b* y á esta á su vez otra también cónica *c* de palastro, que es en la que se condensa el zinc, abierta por el vertice para dar salida á los gases.

Generalmente se colocan en fila 48

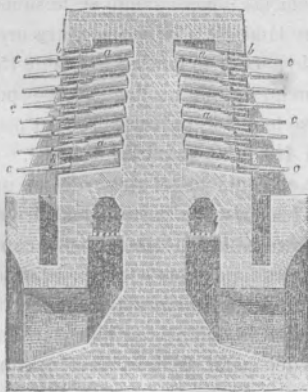


Fig. 118.—Procedimiento belga para la extracción del zinc.

de estos tubos en cada horno y estos se disponen de modo que cuatro de ellos comuniquen con una misma chimenea.

En Silesia se emplean retortas, que tienen la forma de muflas que comunican con unos recipientes en los que se condensa el zinc. En Inglaterra la reducción del óxido de zinc se efectúa en crisoles que tienen un orificio en su fondo al que está adaptado un tubo cerrado con un tapón de madera que al carbonizarse dá salida á los vapores de zinc que se condensan en un recipiente colocado debajo; por eso se llama á este procedimiento, por *descensum*.

PURIFICACIÓN DEL ZINC.—El zinc extraído industrialmente y que circula en el comercio no es puro; contiene generalmente arsénico, carbono, hierro, plomo, cobre y cadmio y es necesario purificarle para poderle emplear en los laboratorios en ciertas reacciones; se le purifica destilándole para separar gran parte de los cuerpos que le acompañan, que son fijos ó menos volátiles que él, pero hay alguno, como el arsénico, que es volátil y no se separa por la destilación; es necesario para separarle fundirle con nitro á fin de oxidar el arsénico. El mejor medio de tener zinc puro consiste en reducir el óxido puro por el carbón ó descomponer el sulfato por la electricidad.

819. APLICACIONES.—En los laboratorios sirve para preparar el hidrógeno y como reductor. Las artes y la industria le emplean libre y en aleación; con él se construyen muchos objetos usados en la economía doméstica; sirve para formar las cubiertas de algunos edificios porque es más ligero que otras cubiertas y porque se oxida solo superficialmente, aunque tiene la desventaja de ser combustible; para cubrir por vía galvánica al hierro y otros metales oxidables, para lo cual se les introduce en un baño de zinc, que cubriendo al hierro le preserva de la oxidación aún en el caso de que se quede al descubierto en algún punto porque el zinc es electro-positivo respecto al hierro y sobre él se dirigirá el oxígeno.

Compuestos más importantes que forma el zinc.

820. Cloruro de zinc.— Cl_2Zn .—Es sólido, cristaliza en octaedros que contienen una molécula de agua ($\text{Cl}_2\text{Zn}, \text{H}_2\text{O}$); es muy soluble en ella y en el alcohol y delicuescente; por el calor pierde el agua; á 250° se funde sin descomponerse y por enfriamiento se transforma en una masa blanca que es cloruro anhidro; al rojo se volatiliza; forma combinaciones con el amoníaco y con los cloruros alcalinos; sus disoluciones tienen la propiedad de disolver la seda. Se prepara tratando el zinc por el ácido clorhídrico (**124**) ó haciendo actuar el cloro sobre el metal.

Se emplea en los laboratorios como deshidratante y para otros usos; en Me-

dicina como cáustico y como antiséptico en los embalsamamientos; para conservar muchas sustancias orgánicas vegetales, como las maderas; mezclado con sulfato bárico, óxido de zinc y almidón forma una especie de estuco muy duro.

821. Óxido de zinc.— ZnO .—Este cuerpo fué conocido con los nombres de *flores de zinc*, *lana y algodón filosófico*, *nihil album*, *pómpholis*. Es sólido, pulverulento, blanco, insoluble en el agua, calentado al rojo toma color amarillento volviendo á ser blanco por el enfriamiento, no se funde, ni se volatiliza, neutraliza á los ácidos con bastante energía, el hidrógeno le reduce difícilmente y el carbón lo hace á una temperatura elevada; forma con el agua un *hidrato de zinc* (ZnO_2H_2) muy parecido al de magnesio y él es también análogo á la magnesia; se combina con algunos óxidos metálicos para formar óxidos dobles, de los que algunos existen en la naturaleza; con el cloruro de zinc forma un oxiclورو que es una masa compacta empleada en la pintura; el amoniaco le disuelve.

Se prepara el óxido de zinc calcinando el carbonato ó el nitrato, si se le quiere tener mas compacto. Precipitando una sal soluble de este metal por un álcali, que no esté en exceso, se obtiene el hidrato zincico, que desecado se transforma en óxido. En la industria se preparan grandes cantidades de este cuerpo quemando el vapor de zinc en el oxígeno del aire y condensando el óxido en grandes cajas dispuestas convenientemente.

Muy empleado en la pintura en sustitución del albayalde, porque no se ennegrece como este por las emanaciones sulfhídricas y su fabricación es menos peligrosa que la de aquel, pero tiene la desventaja de que cubre menos y que resiste también menos la intemperie; mezclado con una disolución de nitrato cobáltico y calentando la mezcla al rojo dá una masa verde (verde de Rihmann).

822. Sulfuro de zinc.— SZn .—Se halla en la naturaleza constituyendo la *blenda*. Cristaliza en prismas exagonales ó en octaedros regulares; obtenido por precipitación es amorfo, blanco, insoluble en el agua, calentado en contacto del oxígeno se transforma en óxido, los ácidos le atacan fácilmente, no se disuelve en los sulfuros alcalinos.

Se puede preparar por vía seca sometiendo á la acción del calor una mezcla de óxido de zinc, carbón y azufre y por vía húmeda precipitando una sal de zinc por un sulfuro soluble. Si se le quiere obtener cristalizado no hay más que calentar hasta fusión una mezcla de sulfato de zinc, sulfuro de bario y espato fluor, ó dirigir una corriente de hidrógeno sobre el sulfuro amorfo á una temperatura elevada.

823. Sulfato de zinc (*vitriolo blanco*). — $\text{SO}_4\text{Zn}''$. — Cristaliza en prismas romboidales con siete moléculas de agua de cristalización ($\text{SO}_4\text{Zn}'' \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) isomorfos con el sulfato magnésico y eflorescentes; es blanco, de sabor estíptico, soluble en el agua, más en la caliente y muy poco en el alcohol; calentado experimenta la fusión acuosa, después pierde seis moléculas de agua y á 240° queda anhidro; á mayor temperatura se descompone desprendiendo gas sulfuroso y oxígeno y dejando como residuo óxido de zinc; esta descomposición se ha utilizado para obtener el oxígeno en grandes cantidades; forma compuestos con el amoniaco y sulfatos dobles con los sulfatos alcalinos.

Se prepara en los laboratorios tratando por el ácido sulfúrico diluido, el zinc (pág. 84), su óxido ó su carbonato.

En la industria, tostando el sulfuro natural á un calor moderado para que se sulfate; tratando el producto de la tostación por agua, evaporando la disolución hasta sequedad y calcinando el residuo para descomponer el sulfato ferroso, tratándole después por agua para disolver el sulfato zincico y separarlo del óxido férrico; concentrando la disolución, cristaliza.

Se emplea en Medicina y en la industria.

824. Carbonato de zinc. — $\text{CO}_3\text{Zn}''$. — Se encuentra en la naturaleza (*smithsonita*, *calamina*) generalmente unido á otros carbonatos y al silicato de zinc. Es sólido, cristaliza en romboedros como los carbonatos cálcico y magnésico; se presenta también amorfo, blanco, insoluble en el agua y se descompone por el calor desprendiendo anhídrido carbónico; se combina con el hidrato de zinc y forma un hidrocarbonato que es el cuerpo que se precipita cuando se trata una sal de este metal por un carbonato alcalino y corresponde al hidrocarbonato de magnesio.

825. Carácterés de las sales de zinc. — Por regla general son incoloras, de sabor estíptico muy desagradable, venenosas y de solubilidad muy variable.

No precipitan por el *ácido clorhídrico*; el *ácido sulfhídrico* dá precipitado blanco de sulfuro de zinc con las sales de este metal, á no ser que estén aciduladas por un ácido mineral; con los *sulfuros solubles* dan también precipitado blanco, insoluble en un exceso de reactivo; con los *carbonatos potásico ó sódico* precipitan en blanco y el precipitado tampoco se disuelve en un exceso de reactivo, pero si cuando se emplea el *carbonato amónico*; los *álcalis* dan también con ellas precipitado blanco gelatinoso de hidrato de zinc, soluble en un exceso del reactivo,

CADMIO.—Cd".

Peso atómico. 112.

826. HISTORIA Y ESTADO EN LA NATURALEZA.—El primero que sospechó la existencia de este metal fué Strömeyer en 1817, en un óxido de zinc que halló en las farmacias de Hannover procedentes de la fábrica de Schönebeck; en 1818 Hermann, propietario de esta fábrica, descubrió el cadmio en los productos de la fabricación del zinc; su nombre viene de *cádmia fossilis*, que era como se designaba antes el mineral de zinc. Se le halla en estado de sulfuro y de carbonato acompañando á ciertas blendas y calaminas.

827. Propiedades.—Es sólido, cristaliza en octaedros regulares, de color blanco parecido al del estaño, su densidad 8,7, dúctil y maleable, se funde á 320° y hierve á 860° dando vapores anaranjados y venenosos cuya densidad es 3,94; arde en contacto del aire con una llama muy viva, transformándose en un óxido de color pardo. Los agentes químicos actúan sobre él de la misma manera que sobre el zinc.

828. Extracción.—Se obtiene reduciendo su óxido por el carbón á la temperatura del rojo ó descomponiendo el sulfato de cadmio por la electricidad.

829. Compuestos más importantes que forma el cadmio.—El *cloruro* (Cl_2Cd) cristaliza en pequeños prismas rectangulares, incoloros, de sabor estíptico, soluble en el agua, y se prepara atacando el cadmio por el ácido clorhídrico.

El *yoduro* (I_2Cd) se presenta en tablas exagonales transparentes, incoloras y brillantes; es soluble en el agua, en el alcohol y en el éter. Se prepara tratando directamente el cadmio por el yodo. Se emplea en medicina y en la fotografía.

El *óxido* (CdO) es de color pardo, tanto más intenso cuanto más elevada es la temperatura á que haya estado sometido; se reduce más fácilmente por el hidrógeno y por el carbón que el de zinc; forma con el agua el hidrato de cadmio que es blanco y se obtiene por precipitación. Se prepara el óxido cádmico calcinando el carbonato ó el nitrato.

El *sulfuro* (SCd) cristaliza en prismas exagonales de color amarillo claro y se presenta también amorfo, amarillo ó anaranjado según la temperatura, insoluble en el agua, inalterable al aire y no es atacado por los ácidos enérgicos diluidos pero sí por los concentrados. Se prepara precipitando una sal de cadmio por el hidrógeno sulfurado. Se emplea en la pintura.

El *sulfato* (SO_4Cd) es sólido, cristaliza en prismas rectangulares con cuatro moléculas de agua, cuando se forman á la temperatura ordinaria, y con menos á mayor temperatura; es incoloro, soluble en agua, descomponible por el calor. Se prepara disolviendo el cadmio en el ácido sulfúrico diluido. Se emplea alguna vez en Medicina.

830. Caracteres de las sales de cadmio.—Son incoloras, tienen sabor metálico desagradable. No precipitan por el ácido clorhídrico: con

el *sulfhídrico* dan precipitado amarillo, aún las aciduladas por un ácido mineral y el precipitado es insoluble en los sulfuros alcalinos; dan también precipitado amarillo con los *sulfuros solubles* insoluble en estos: con los *carbonatos alcalinos* precipitan en blanco y tampoco se disuelve en un exceso del reactivo: con la *potasa* y la *sosa*, precipitado blanco insoluble en ellas, pero soluble en el amoníaco; el *zinc* precipita al cadmio de sus sales.

GÁLIO.—Ga.

831. Breve noticia de este metal.—Descubierto en 1876 por Lecoq de Boisbaudrán, en una blenda de la mina de Pierrefitte (Pirineos), en la que existe en muy pequeña cantidad acompañando al zinc; también se le halla en las blendas de Asturias. Es sólido, cristaliza generalmente en láminas de color y brillo metálico parecido al del níquel, su densidad 5,96; se funde á 29°, y no es volátil; el cloro se combina directamente con el gálio formando un cloruro cristalizado y volátil; se oxida difícilmente en contacto del oxígeno ó del aire, aún á temperatura elevada, formando un óxido de la fórmula Ga_2O_3 que á semejanza del de aluminio, produce alumbres; por este carácter y por algun otro colocan algunos autores á este metal al lado del aluminio. Se prepara descomponiendo por una corriente eléctrica una disolución alcalina de óxido de gálio.

TERCER GRUPO.

832. Metales que comprende.—Son el *cobre*, el *plomo* y el *mercurio*, que corresponden ya á los que se llaman metales pesados; son didínamos pero el cobre y el mercurio funcionan en algunos de sus compuestos con un poder de combinación igual á uno, y á esta série de cuerpos se les denomina *cuprosos* y *mercuriosos*, reservando el de *cúpricos* y *mercúricos* para aquellos en que funcionan con toda su dinamicidad. El plomo es considerado por algún químico como tetradínamo, fundándose en la densidad del vapor de algunos de sus derivados orgánicos, como el tetrametiluro de plomo ($(CH_3)_4Pb$), pero en las demás combinaciones funciona como didínamo y todas sus analogías le colocan al lado de los metales de este grupo.

COBRE.—Cu.

Peso atómico. 63,5.

833. HISTORIA.—Se sospecha es el metal que se conoció primero pues le mencionan ya escritores muy antiguos; según Plinio el uso del cobre puro ó aleado se remonta á los tiempos de la fundación de Roma; en la edad media

adquirió gran importancia en la investigación de la piedra filosofal ó sea en la transformación de los metales viles en nobles. Su nombre latino *cúprum*, es una corrupción de *cyprum* y se le llamó así porque los griegos y los romanos le extraían de la isla de Chypre.

834. Estado en la naturaleza.—Se le encuentra en los tres reinos de la naturaleza: en el mineral, en estado nativo, de óxido cúprico, de óxido cuproso (ziguelina), de sulfuro cúprico y cuproso (chalcosina), de sulfuro doble de cobre y de hierro (chalcopirita), de sulfo-arseniuro y sulfo-antimoniuro de cobre (cobre gris), de carbonato (malaquita y azurita), etc.; según Sarzau casi todos los vegetales contienen cobre, aunque en cantidades muy pequeñas; en la economía animal existen también compuestos de cobre que penetran en ella con los alimentos; se le halla en la sangre, en la leche, en el higado, en la bilis y en los cálculos biliares del hombre, en la ceniza de la sangre de muchos animales, siendo la del *Limulus Cyclops* la que contiene mas.

835. Propiedades físicas.—Cristaliza en cubos por fusión y en octaedros regulares, como los del cobre nativo, por electrolisis de algunos de sus compuestos; su color es rojo característico, cuando se le frota desprende un olor particular, que como su sabor, es muy desagradable, tiene por densidad 8,78 á 8,95, es muy tenaz, muy dúctil y muy maleable (pág. 328) pudiendo estenderse en láminas tan delgadas que dan paso á rayos luminosos verdes, es muy buen conductor del calor y de la electricidad, por lo que se le utiliza para la construcción de calderas de evaporación, utensilios de cocina, alambiques, etcétera, y para la de conductores eléctricos en los aparatos de Física, en los cables submarinos y en general en todos aquellos casos en los que su precio, relativamente elevado respecto al del hierro, permite su empleo; se funde á 1100° y á mayor temperatura se volatiliza, aunque en tan pequeña cantidad, que puede considerarse como metal fijo; su vapor comunica á las llamas un color verde.

836. Propiedades químicas.—Es mas electro-negativo que los incluidos en los grupos anteriores y algunos de sus compuestos participan de este carácter; puede arder en una atmósfera de cloro desprendiendo 35,6 calorías y formando el cloruro correspondiente para lo cual se introduce en un frasco ó campana que contenga cloro una espiral (fig. 119) de alambre delgado de cobre, cuyo extremo inferior se calienta antes de introducirle en el cloro; se combina directamente con el bromo y el yodo; el oxígeno seco y á la temperatura

ordinaria no le altera, pero á una temperatura elevada le absorbe con avidez para convertirse en óxido cúprico, si hay exceso de oxígeno ó en óxido cuproso sinó es así; arde en el aire ó en el oxígeno, cuando está muy dividido; en el aire húmedo se cubre de una capa verde superficial de hidrocarbonato de cobre (cardenillo) que le preserva de la alteración. Los demás metaloides, hecha escepción del hidrógeno, del nitrógeno y del carbono, se combinan directamente con él.



Fig. 119.—Combustión del cobre en el cloro.

El ácido clorhídrico le ataca con dificultad aun en caliente, á no ser que se opere en vasijas de platino; el nítrico le disuelve transformándole en nitrato y desprendiendo óxido nítrico (421); el sulfúrico le transforma en sulfato desprendiendo gas sulfuroso (280); en presencia de los ácidos débiles, ó de los enérgicos diluidos, absorbe rápidamente el oxígeno del aire y se transforma en una sal de dichos ácidos; en este hecho está fundada la formación del sulfato y del acetato de cobre exponiendo á la acción del aire láminas de este metal impregnadas de ácido sulfúrico diluido ó de vinagre, y también la de la sustancia verde que se forma sobre los objetos de cobre ó de alguna de sus aleaciones, en contacto con una grasa; para evitar la formación de esa sustancia que es venenosa, es por lo que se estañan las vasijas de cobre empleadas como utensilios de cocina; se oxida en presencia del amoniaco y el óxido es disuelto por éste dando un líquido azul; en esta acción se forma además nitrito amónico. Descompone muy débilmente el agua á una temperatura muy elevada y no á la ordinaria aún en presencia de los ácidos ó de las bases enérgicas.

837. Extracción.—La metalurgia del cobre es diferente según sea la naturaleza del mineral que se beneficia; si es un óxido ó un carbonato, se reducen por el carbón para obtener el metal; pero si como generalmente sucede, son las piritas de cobre (sulfuros de cobre y hierro) de las que se ha de extraer, los procedimientos son mas complicados, puesto que es preciso separar del cobre, el azufre y el hierro.

Esta separación está fundada en las reacciones siguientes: sometiendo á la tostación el mineral se desprende una parte de su azufre en estado de gas sulfuroso y los metales se oxidan también en parte; al mismo tiempo quedan eliminados el arsénico y el antimonio que aquellos suelen contener, porque se transforman en anhídridos arsenioso y antimonioso, que son volátiles; el producto de la tostación se

mezcla con carbón y con sílice en cantidad bastante para formar silicato de hierro é insuficiente para formar silicato de cobre, se funde á fin de que la sílice se combine con el óxido de hierro y produzca silicato, que forma parte de la escoria, y que el carbón reduzca al óxido de cobre y este se une al sulfuro no descompuesto para constituir un subsulfuro, llamado *mala* fusible, más denso que la escoria por lo que es fácil separarle de ésta. Se somete la mala de cobre nuevamente á la tostación y á la fusión con sustancias silíceas para ir eliminando azufre y hierro y repetidas estas operaciones ocho ó diez veces, se obtiene una mala formada por 90 á 94 % de cobre, unido á algo de plomo, de azufre, de hierro, etc., que recibe el nombre de *cobre gris*.

Se *refina* éste fundiéndole en un horno de reverbero, dirigiendo sobre él una corriente de aire para que el oxígeno oxide á una parte del cobre y este óxido es reducido poco á poco por los metales estraños y por el azufre que contiene, formándose escorias que se separan; el cobre se va reuniendo en una cavidad cilíndrica que hay en el horno y echando sobre su superficie agua fría, se solidifica la parte superior y se separa formando discos, llamados *rosetas de cobre*, que contienen aún algo de óxido que le hace frágil; por último se le funde bajo una capa de carbón teniendo cuidado de agitar la masa de cuándo en cuándo con un trozo de madera verde, resultando así un metal dúctil.

Cuando el mineral es rico en plata se extrae ésta fundiendo el cobre con plomo que se apodera de aquella, mientras que se forma una aleación de cobre con un poco de plomo, de la que se separa éste por oxidación.

838. Obtención del cobre puro.—Se obtiene cobre muy puro precipitándole de la disolución de una de sus sales (sulfato ó cloruro) por medio del hierro (*cobre por cementación*); tratándole después en caliente con ácido clorhídrico para separar el hierro y fundido después con borax, mezclado con algo de óxido de cobre, resulta el metal químicamente puro. Puede obtenerse también por la reducción del óxido por el hidrógeno y por la electrolisis del sulfato cúprico.

839. APLICACIONES.—En Química se emplea en la análisis orgánica; en la industria y las artes sirve para construir un gran número de objetos y utensilios formados ya de cobre solo, ya de alguna de sus aleaciones.

Compuestos binarios más importantes que forma el cobre.

840. Hidruro de cobre.— Cu_2H_2 ó CuH .—Es una sustancia sólida, de color pardo, que se descompone bruscamente á 100° en sus elementos; arde en contacto del cloro y se oxida en el aire. Le obtuvo por primera vez Wurtz calentando una disolución de sulfato de cobre con ácido hipofosforoso. Ya se dijo (448) que Berthelot opina que este cuerpo tiene una composición distinta de la que le asignó Wurtz.

841. Cloruros de cobre—Se conocen el *cloruro cuproso* (ClCu ó Cl_2Cu_2) y el *cloruro cúprico* (Cl_2Cu).

El *cloruro cuproso* es sólido, cristaliza en octaedros regulares, blanco, muy poco soluble en el agua, soluble en el ácido clorhídrico y en el amoniaco; estas disoluciones son incoloras y adquieren color verde ó azul en contacto del aire; es fusible y volátil al rojo dando vapores

muy sofocantes; su disolución clorhídrica ó amoniaca absorbe rápidamente el óxido carbónico. Se prepara por la acción del cobre ó del calor sobre el cloruro cúprico ó atacando el metal por el ácido clorhídrico adicionado de unas gotas del nítrico.

El *cloruro cúprico* cristaliza en prismas romboidales de color verde azulado que contienen dos moléculas de agua; cuando es anhidro se presenta en una masa amarillenta, muy soluble en el agua y en el alcohol y delicuescente; por la acción del calor pierde el agua de cristalización y antes del rojo se descompone perdiendo la mitad del cloro; la luz le reduce en presencia de algunas sustancias orgánicas como el azúcar. Se prepara disolviendo el cobre en el agua régia ó el óxido cúprico en el ácido clorhídrico.

842. Óxido cuproso.— Cu_2O .—Se halla en Chile y en Perú constituyendo el mineral llamado *ziguclina*. Cristaliza en octaedros regulares de color rojo intenso, insoluble en el agua, con la que forma un hidrato amarillento; absorbe el oxígeno del aire cuando se le calienta en presencia de este y pasa á óxido cúprico.

Se prepara por vía seca calcinando fuertemente una mezcla de sulfato cúprico, de carbonato sódico y de limaduras de cobre; la masa fundida se lava para disolver el sulfato de sodio que se ha formado; por vía húmeda, hirviendo una disolución de acetato de cobre con azúcar. Para obtenerle hidratado se precipita una disolución de una sal cuprosa por otra de potasa ó de sosa.

Se emplea para dar color rojo rubí á los vidrios.

843. Óxido cúprico.— CuO .—Es negro, granujiento unas veces y en polvo otras y puede cristalizar en prismas romboidales; insoluble en el agua, el calor le descompone perdiendo parte de su oxígeno; á temperatura elevada cede su oxígeno á otras sustancias, como el hidrógeno, el carbón, etc., por lo que se emplea en la análisis orgánica; forma un hidrato (CuO_2H_2) azul, que calentándole aún dentro de agua se deshidrata con facilidad transformándose en óxido negro; este hidrato se produce cuando se precipita una sal cúprica por la potasa ó la sosa; se disuelve en el amoniaco produciendo un líquido azul (*agua celeste*) que tiene la propiedad de disolver la celulosa; se combina con el cloruro cúprico formando varios *oxicloruros* verde-azulados que se emplean en la pintura.

Se prepara calentando el cobre en una corriente de aire ó calcinando el nitrato cúprico para que se descomponga, desprendiendo vapores nitrosos y transformándose en óxido. También se obtiene por la acción del calor sobre el hidrato.

Se emplea en la análisis orgánica y para dar color verde al vidrio.

844. Sulfuros de cobre.—Son dos, que corresponden á los óxidos. El *sulfuro cuproso* (SCu_2) se halla en la naturaleza constituyendo la *chalcosina*. Cristaliza en prismas romboidales, de color gris oscuro, es insoluble en el agua, calentado en contacto del aire se oxida.

da transformándose en sulfato. Se prepara fundiendo una mezcla de azufre y de cobre en exceso.

El *sulfuro cúprico* (SCu), se halla también en la naturaleza (*covelina*); cristaliza en láminas de color azulado y se presenta además amorfo, negro, insoluble en el agua, el calor le descompone transformándolo en sulfuro cuproso, absorbe el oxígeno del aire y se convierte en sulfato. Se prepara precipitando la disolución de una sal cúprica por el hidrógeno sulfurado.

845. Aleaciones del cobre.—Este metal se emplea más en estado de aleación que aislado; las forma muy importantes con los metales ya estudiados y también con los que se expondrán después, como se verá al tratar de ellos.

Unido con el oro y la plata les comunica la dureza de que carecen cuando están puros, sin hacerles perder por eso las demás cualidades que les hacen ser considerados como metales preciosos; con el estaño forma el *bronce*, aleación de muchas aplicaciones y que está constituida por cantidades variables de los dos metales, según el uso á que se la destina (pag. 337); con el zinc forma el *latón* ó *cobre amarillo* que es un cuerpo de muchísimas aplicaciones; los latones se preparan con cantidades diferentes de cobre y zinc, á los que suele agregarse algún otro metal, como el estaño, el plomo ó el hierro, según el uso á que se les destina, recibiendo nombres diversos, como por ejemplo el de *similar*, *tumbaga*, *metal del príncipe Roberto*, etc. Los latones son muy usados para construir un gran número de objetos, tales como muchos aparatos de Física y Química, lámparas, bisutería falsa, alfileres (1) etc.

Sales anfígenas más importantes que forma el cobre.

846. Sulfato cúprico.— SO_4Cu —Es una sal que cristaliza en paralelepípedos oblicuos, transparentes, que contienen cinco moléculas de agua ($\text{SO}_4\text{Cu}, 5\text{H}_2\text{O}$), de un bonito color azul (*vitriolo y caparrosa azul*), su sabor es estíptico metálico, se disuelve en cuatro partes de agua fría y en dos de agua caliente, su disolución es también azul, no se disuelve en el alcohol; á 200° pierde el agua de cristalización y se convierte en un polvo blanco, que recupera aquel color en cuanto se le pone en contacto con aquella; al rojo se descompone en óxido cúprico, anhídrido sulfuroso y oxígeno. Da reacción ácida con el papel azul de tornasol; en contacto del aire se efloresce, cubriéndose en parte de un polvo blanco; tratada su disolución por una cantidad insufi-

(1) Para formar una idea aproximada de la importancia que ha adquirido la fabricación de alfileres y de la perfección á que en ella se ha llegado, basterá consignar que la construcción de un alfiler exige el concurso de catorce obreros, apesar de lo cual el coste de fabricación de 3000 alfileres es próximamente de una peseta; en Europa se consumen cada año alfileres por valor de unos trescientos millones de reales. Casi la mitad del zinc que circula en el comercio se emplea en esta fabricación.

ciente de hidrato potásico ó sódico se forma un precipitado azul verdoso de sulfato básico de cobre; se conocen varios de estos sulfatos básicos que resultan de la unión del sulfato neutro con el hidrato cúprico; tratada por amoniaco se produce al pronto un precipitado que luego se disuelve en un exceso de amoniaco, constituyendo el líquido azul llamado *agua celeste*, del que se depositan unos cristales azules oscuros cuando se le trata por alcohol; con una lechada de cal forma un precipitado constituido por sulfato cálcico, cal é hidrato cúprico, que desecado constituye las *cenizas azules artificiales*.

Se prepara por la acción del ácido sulfúrico concentrado y en caliente, sobre el cobre (280).

El que circula en el comercio procede de varias operaciones industriales; en unas localidades se le obtiene tostando las piritas de cobre y tratando el producto por agua para disolver el sulfato que se ha formado, que siempre contiene mucho sulfato ferroso; en otras se calienta el cobre procedente de utensilios viejos, con flor de azufre, y el sulfuro resultante se le tuesta para transformarle en sulfato, que se separa tratando la masa por agua. Resulta esta sal como producto secundario de la extracción de la plata por alguno de los procedimientos que se mencionaron.

En Química se emplea como reactivo y para obtener muchos compuestos de cobre; en Medicina principalmente como cauterio y como antiséptico porque mata los microbios de algunas enfermedades contagiosas; en las artes y la industria para preparar muchos colores empleados en la tintorería, sobre todo para los colores negros, violetas y lilas de la lana y la seda, para la galvanoplastia, para *encalar* las semillas de los cereales á fin de destruir un hongo que se desarrolla en ellas algunas veces, etc.

847. Nitrato de cobre.— $(\text{NO}_3)_2\text{Cu}''$.—Los cristales de este cuerpo son prismas ó tablas romboidales según que cristalice en caliente ó en frio y contienen tres moléculas de agua, si cristaliza á unos 25° , y seis si lo hace por debajo de 20° ; de color azul, muy soluble en el agua y deliquescente, se disuelve algo en el alcohol; por el calor pierde el agua de cristalización y á una temperatura suficientemente elevada se descompone desprendiendo vapores nitrosos y dejando óxido cúprico. Se prepara tratando el cobre por el ácido nítrico (421).

El arsenito de cobre, es un polvo de un bonito color verde (*verde de Scheele*) que se prepara tratando una disolución de una sal de cobre por otra de un arsenito.

848. Carbonatos de cobre.—No se ha podido aislar hasta ahora el carbonato neutro ($\text{CO}_3\text{Cu}''$) y no se conocen más que carbonatos básicos ó hidrocarbonatos. Uno de ellos, la *malaquita* ($\text{CO}_3\text{Cu}, \text{CuO}_2, \text{H}_2$) existe en la naturaleza y es un polvo verde que se prepara artificialmente hirviendo una disolución de sulfato cúprico con otra de un carbonato alcalino; el natural sirve para construir objetos de adorno y el artificial se emplea en la pintura con el nombre de

verde mineral. Otro, la *azurita* ó *azul de montaña* ($2(\text{CO}_3\text{Cu})\text{CuO}_2\text{H}_2$), también existe en la naturaleza, cristalizado en prismas de un magnífico color azul; su polvo constituye las *cenizas azules naturales*.

849. Carácterés de las sales cuprosas y cúpricas.

—Las *cuprosas* son incoloras, pero en contacto del aire toman color azul ó verde; las *cúpricas* son azules ó verdes; el sabor de las sales de cobre es estíptico metálico y son venenosas (1). No precipitan por el *ácido clorhídrico*: con el *sulfhídrico* dan precipitado pardo ó negro de sulfuro cuproso ó cúprico, insoluble en los sulfuros alcalinos (en el de amonio se disuelve algo); con los *sulfuros solubles* precipitado negro, insoluble en un exceso de reactivo: con los *carbonatos potásico* ó *sódico* dan las *cuprosas* precipitado amarilló y las *cúpricas* precipitado azul; con el *carbonato amónico* y con el *amoníaco* precipitan las *cúpricas* en azul verdoso que se redisuelve en un exceso de reactivo, produciendo una disolución azul; con la *potasa* ó la *sosa* producen las *cuprosas* precipitado amarillo de hidrato cuproso y las *cúpricas*, precipitado azul de hidrato cúprico, que calentado se vuelve negro; con el *ferrocianuro potásico* dán las *cúpricas* un precipitado de color castaña y con el *arsenito sódico* le dan verde, de arsenito de cobre; introduciendo en ellas una *lámina de hierro* ó una punta de París, se precipita sobre esta el cobre metálico; comunican á las llamas color verde ó azul.

PLOMO.—Pb'.

Peso atómico. 207.

850. Estado en la naturaleza.—Este metal, que fué dedicado á Saturno, no existe libre; el mineral de plomo más abundante es el sulfuro (*galena*); además se le encuentra en estado de cloruro,

(1) Los envenenamientos por los compuestos de cobre son debidos generalmente á la inyección de alimentos que se hayan condimentado en vasijas de cobre mal estañadas ó á la absorción continuada de compuestos de cobre en polvo ténue que se produce al manejar aquellos en las industrias ó en las artes en que tienen aplicación. Se emplea como contraveneno clara de huevo disuelta en agua, que forma con el óxido de cobre un compuesto insoluble; pueden emplearse también limaduras de zinc ó hierro reducido por el hidrógeno que separan el cobre metálico de sus sales, y que no siendo venenoso por sí se evitan los efectos de aquellas. Algunos químicos y fisiólogos pretenden que los compuestos de cobre no son venenosos. Gallipe, Burg y Ducom han practicado experimentos con objeto de demostrarlo, dando á varios perros durante 50 días alimentos cocidos en vasijas de cobre sin estañar, condimentados de antemano con vinagre y sal común y en los que se veía la sustancia verde impropriadamente llamada cardenillo; los animales no presentaron ningún síntoma de envenenamiento. Mr. Gallipe consumió durante un mes alimentos cocidos en vasijas de cobre que contenían cardenillo y no le produjeron ningún efecto, ni tampoco á las personas que á la par que él se prestaron á alimentarse con ellos.

de sulfato, de fosfato, de carbonato, de cromato, etc.; se le ha hallado, aunque accidentalmente y en cantidad muy pequeña, en la sangre, en el hígado y en algunos otros órganos, injerido con los alimentos.

851. Propiedades físicas.—Puede cristalizar en octaedros regulares, pero comunmente se presenta en masas de color azulado con mucho brillo cuando está recién cortado, es muy denso (11,35), bastante blando para dejarse rayar por la uña y mancha el papel; muy poco tenaz, no se deja estender en hilos delgados, pero sí en láminas; es mal conductor del calor y de la electricidad; se funde á 330°, al rojo emite vapores y se le puede destilar á una temperatura muy elevada.

852. Propiedades químicas —No descompone el agua sino débilmente y á una temperatura muy elevada, no haciéndolo á la ordinaria, ni en presencia de los ácidos ni en la de los álcalis enérgicos; en contacto del aire se empaña rápidamente cubriéndose de una película agrisada de óxido; cuando se le tiene fundido en presencia del oxígeno del aire, le absorbe y se transforma en un polvo amarillo llamado *masicot*, pero no arde. Es un cuerpo venenoso; muchos metaloides se combinan directamente con el plomo y forma con algunos metales aleaciones interesantes; los ácidos débiles ó los enérgicos diluidos no le atacan, pero sí cuando están concentrados y en caliente, formándose las sales correspondientes; por esta razón puede hacerse la fabricación del ácido sulfúrico en cámaras de plomo (pág. 183) y aun concentrar aquel en calderas de plomo hasta cierto grado, pasado el cual las atacaría; en presencia de los ácidos débiles ó diluidos se oxida y forma sales; en el agua que tiene aire disuelto se oxida fácilmente el plomo cubriéndose de una capa blanca de hidrato y de carbonato plúmbicos y como el hidrato es algo soluble, el agua adquiere propiedades tóxicas; pero si lleva en disolución algunas sales cálcicas (cloruro, sulfato, bicarbonato) como les sucede á las de los ríos y de todos los manantiales, no disuelven nada de hidrato de plomo y no hay ningún inconveniente en que circulen por tubos de este metal, ni en conservarlas en vasijas forradas con él.

853. Extracción.—El plomo se extrae algunas veces del carbonato reduciéndole por el carbón; se desprende anhídrido carbónico y el plomo queda libre. Pero lo más frecuente es extraerlo de las galenas y para ello se siguen dos procedimientos, uno llamado de *reducción* y otro de *reacción*.

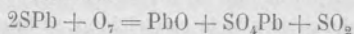
El de *reducción* se emplea para las galenas impuras que contienen

mucha ganga silícea; se funda en la propiedad que tiene el hierro de reducir á una temperatura elevada el sulfuro de plomo, formándose sulfuro de hierro y el plomo queda libre:

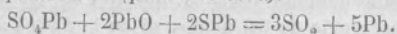


la operación se practica en hornos llamados de manga.

El de *reacción* consiste en tostar previamente la galena para que se trasformen una parte de ella en óxido y en sulfato plúmbicos, desprendiéndose gas sulfuroso:



calentando el óxido y el sulfato de plomo con el sulfuro no descompuesto reaccionan sobre él produciendo gas sulfuroso que se desprende y el plomo queda libre (*plomo de obra*):



Estas operaciones se practican en un horno de reberbero.

Generalmente las galenas contienen sulfuro de plata por lo cual los plomos que de ellas se extraen suelen ser más ó menos argentíferos; ya se dijo (pág. 402) cómo se beneficia la plata de estos plomos.

854. Obtención del plomo puro.—El plomo obtenido en la industria nunca es puro; para tenerle así, se purifica el nitrato de plomo por varias cristalizaciones, se le calcina y se reduce el óxido por el carbón: puede también obtenerse calcinando en vasos cerrados el acetato neutro que deja como residuo plomo muy puro.

855. APLICACIONES.—Se emplea solo y aleado (pág. 337) con otros metales, unas veces en láminas para cubrir los techos de algunos edificios y las vajijas de madera usadas en los laboratorios y en muchas artes é industrias (fabricación del ácido sulfúrico etc.), otras veces en forma de tubos para la conducción de las aguas, del gas del alumbrado, etc.

Compuestos binarios más importantes que forma el plomo.

856. Cloruro plúmbico.— Cl_2Pb .—Se encuentra alguna vez en la naturaleza acompañando al cloruro argéntico. Cristaliza en agujas largas de color blanco nacarado, otras veces se presenta amorfo y blanco, es muy poco soluble en el agua fría y algo más en la caliente, soluble en el ácido clorhídrico concentrado, pero insoluble en el diluido y en el alcohol; se funde antes del rojo y por enfriamiento se transforma en una masa de aspecto córneo (*plomo córneo*); á mayor

temperatura se volatiliza; se combina con otros cloruros para formar cloruros dobles; se disuelve en el hiposulfito sódico.

Se prepara disolviendo el óxido de plomo (litargirio) en el ácido clorhídrico, cristaliza por enfriamiento; también se le puede obtener precipitando una sal soluble de plomo por el ácido clorhídrico ó por un cloruro soluble.

857. Yoduro de plomo.— I_2Pb .—Cristaliza en láminas exagonales de color amarillo de oro; otras veces se presenta en masas amorfas amarillas, muy poco soluble en el agua fría, algo mas en la caliente, se funde y al rojo se volatiliza sin descomponerse, la luz le descompone cuando está húmedo, calentado en contacto del aire se descompone desprendiendo yodo, se disuelve en las disoluciones de cloruro amónico, de los yoduros alcalinos y de hiposulfito sódico.

Se prepara precipitando una disolución de una sal de plomo por la de un yoduro alcalino.

Se empla en Medicina y en la pintura.

858. Óxidos de plomo.—El plomo forma varios compuestos con el oxígeno: un *subóxido* (Pb_2O) que se produce por la oxidación del plomo en el aire á la temperatura ordinaria ó calcinando el oxalato de plomo, y que tratado por los ácidos se descompone en protóxido y plomo metálico, un *protóxido* (PbO), un *bióxido* (PbO_2) y un óxido intermedio, llamado *minio*, cuya composición es variable.

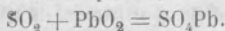
859. Monóxido de plomo.—(*protóxido*).— PbO .—Es un polvo amorfo, amarillo (*masicot*) muy denso, apenas se disuelve en el agua pura, pero es bastante soluble en el agua azucarada; se funde al rojo y por enfriamiento cristaliza en escamas de color amarillo rojizo (*litargirio*); á mayor temperatura hierve y se volatiliza; los cuerpos reductores, como el hidrógeno, el carbón, etc., le descomponen á una temperatura elevada dejando el plomo libre; los oxidantes, como el oxígeno, le transforman en bióxido ó en minio, por eso cuando se le calienta en contacto del aire absorbe el oxígeno y va adquiriendo el color rojo propio del minio; los ácidos le disuelven para formar las sales plúmbicas correspondientes y con alguno, como el silícico, se combina á una temperatura elevada y forma compuestos muy fusibles; á esto se debe la facilidad con que este cuerpo agujerea los crisoles de barro y de porcelana cuando se funde en ellos; los hidratos alcalinos, como la potasa y la sosa, le disuelven y de estas disoluciones puede depositarse en cristales octaédricos amarillos ó rojizos.

HIDRATO PLÚMBICO.— PbO_2H_2 .—Se produce cuando se trata una sal de plomo por un álcali, en forma de un precipitado blanco poco soluble en el agua á la que comunica una ligera reacción alcalina y que se disuelve fácilmente en las lejías de potasa y de sosa y en el agua de cal ó en la de bariña, porque se forman compuestos que se llaman *plumbitos*, suponiendo que en ellos funciona el hidrato de plomo como un ácido. Se combina con el cloruro de plomo y forma varios *oxiclорuros* de color amarillo empleados en la pintura con los nombres de *amarillo mineral*, de *Cassel*, de *Turner*, de *Paris*, de *Verona*, etc.

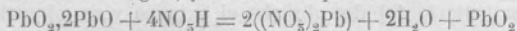
El protóxido de plomo se prepara por la acción del aire sobre el plomo fundido ó por la calcinación de nitrato ó del carbonato plúmbicos.

Sirve para la preparación de muchos emplastos, para hacer secante el aceite de linaza, para la fabricación del acetato y del carbonato de plomo, etc.

860. Bióxido de plomo. (*anhidrido plúmbico*)— PbO_2 .—Existe en la naturaleza (*plattnerita*) cristalizado en prismas; puede cristalizar en láminas exagonales; generalmente se presenta en un polvo amorfo de color de *pulga*, insoluble en el agua, el calor le transforma en protóxido desprendiéndose la mitad de su oxígeno. Se le puede considerar como el anhídrido del ácido plúmbico, puesto que se combina con las bases formando *plumbatos*, como el de potasio ($\text{PbO}_2\text{K}_2, 3\text{H}_2\text{O}$) que cristaliza en cubos incoloros. El bióxido de plomo es un oxidante enérgico y como tal se le utiliza en algunas reacciones: triturado con un poco de azufre produce la combustión de este; tratado por ácido clorhídrico desprende cloro y se forma cloruro de plomo; absorbe el gas sulfuroso para formar sulfato de plomo;



Se prepara por varios procedimientos; fundiendo el minio ó el litargirio con $\frac{1}{4}$ de su peso de clorato potásico, se obtiene el bióxido cristalizado: tratando el minio por el ácido nítrico se forma nitrato de plomo, soluble en el agua, y el bióxido queda libre:



puede prepararse también por la acción del cloro ó de un hipoclorito sobre una disolución alcalina del protóxido de plomo.

Se emplea como reactivo y en la fabricación de las cerillas fosfóricas.

861. Minio.— $\text{Pb}_3\text{O}_4 = \text{PbO}_2, 2\text{PbO} = \text{PbO}_4\text{Pb}_2$.—Este óxido de plomo está constituido por la unión de los dos anteriores en proporciones variables, por lo cual su composición no es constante y depende de las condiciones en que se le prepara. Aunque en alguna ocasión se le ha visto cristalizado, generalmente se presenta en polvo de color

rojo escarlata ó anaranjado, muy denso, insoluble en el agua, el calor le descompone en protóxido de plomo y oxígeno, la luz le reduce cuando está expuesto á su acción durante mucho tiempo. Los oxácidos le descomponen formando con el protóxido la sal correspondiente y dejando el bióxido libre (860).

Se prepara por la acción del oxígeno del aire sobre el masicot á una temperatura que no esceda de 300° y también descomponiendo el carbonato de plomo por el calor, en presencia del aire, en cuyo caso resulta un minio de color anaranjado. Por vía húmeda tratando una disolución de plumbato potásico por otra de plumbito potásico.

Se emplea en la fabricación del lacre, como materia colorante, en la del cristal, en la de ciertos esmaltes, etc.

862. Sulfuro de plomo.—SPb.—Existe en la naturaleza constituyendo la *galena*. Cristaliza en cubos de color gris azulado y con brillo metálico, otras veces se presenta en un polvo amorfo, negro y sin brillo; es muy denso, insoluble en el agua, fusible al rojo y algo volátil á mayor temperatura; los cuerpos oxidantes, como el oxígeno, el agua oxigenada, el ácido nítrico, etc., le convierten en sulfato de plomo; el ácido clorhídrico concentrado y en caliente le transforma en cloruro, desprendiéndose gas sulfhídrico; muchos metales le reducen.

Se prepara el amorfo dirigiendo una corriente de hidrógeno sulfurado sobre una disolución de un compuesto de plomo. Se puede obtener la galena artificial haciendo actuar los vapores de cloruro de plomo sobre el gas sulfhídrico y por otros medios.

La galena se emplea para la extracción del plomo y de la plata, cuando es argentífera, y en las artes para el vidriado de las vasijas comunes; estendida sobre la superficie de estas, cuando se las cuece forma un silicato fusible que las barniza (1).

863. Aleaciones que forma el plomo.—Este metal se combina con otros muchos dando aleaciones, algunas muy importantes. Con el antimonio forma la que sirve para los caracteres de imprenta; con el estaño las llamadas soldaduras de plomeros y de hojalateros; con el bismuto y el estaño, aleaciones fusibles á poca temperatura (pág. 337); también las forma con el potasio, con el sodio, etc.

Sales anfígenas de plomo más importantes.

864. Sulfato de plomo.— $\text{SO}_4\text{Pb}''$.—Se le encuentra en la naturaleza (*anglesita*) en cristales isomorfos con los del sulfato bórico. Es un polvo blanco, muy denso, insoluble en el agua, el calor le funde

(1) Debe evitarse el empleo de estas vasijas para conservar líquidos ácidos, como el vinagre, porque atacado el barniz ó vidriado, se forman compuestos de plomo venenosos.

sin descomponerle; los cuerpos reductores, como el carbón, le transforman en sulfuro, en metal ó en óxido, según las proporciones y las circunstancias en que se opera; los ácidos enérgicos, como el clorhídrico, el sulfúrico y el nítrico, le disuelven en parte, transformándole en otros compuestos; las sales amónicas, sobre todo el tartrato, le disuelven fácilmente; hervido con la disolución de un carbonato se forma carbonato de plomo, quedando en disolución un sulfato alcalino.

Se prepara precipitando una sal soluble de plomo por el ácido sulfúrico ó por la disolución de un sulfato.

Tiene importancia en análisis química porque el plomo se determina casi siempre en estado de sulfato plúmbico: se emplea en algunas artes.

865. Nitrato de plomo.— $(\text{NO}_3)_2\text{Pb}$ —. Cristaliza en octaedros regulares transparentes é incoloros, cuando se depositan en un líquido ácido, opacos y blancos cuando proceden de un líquido neutro; bastante denso, soluble en el agua, mas en la caliente, insoluble en el ácido nítrico; echado sobre carbones encendidos decrepita y el calor le descompone en óxido de plomo oxígeno y peróxido de nitrógeno (429); se combina con el óxido de plomo; formando vários nitratos básicos, análogos á los que forma el bismuto y que son poco solubles en el agua; por la acción del plomo se transforma en nitrato básico ó en una mezcla de nitrato y de nitrito ó en nitrito plúmbico según las proporciones en que actúen el plomo y la temperatura. Se prepara disolviendo el plomo, su protóxido ó el carbonato en el ácido nítrico.

Se emplea para impregnar la yesca y algunas mechas á fin de hacerlas mas combustibles y en tintorería como mordiente.

866. Carbonato de plomo.— CO_3Pb —. Existe en la naturaleza constituyendo el mineral llamado *cerusita*, cuyos cristales son isomorfos con los del aragonito. Preparado artificialmente es un polvo amorfo, blanco, insoluble en el agua, se disuelve algo en la que contiene ácido carbónico; el calor le descompone en anhídrido carbónico y óxido de plomo; se combina con el hidrato plúmbico formando vários carbonatos básicos ó *hidrocarbonatos*, que son los que constituyen el producto industrial conocido con los nombres de *cerusa*, *blanco de plomo*, *albayalde*, etc.

Se obtiene este compuesto por doble descomposición entre una sal de plomo y un carbonato alcalino.

La cerusa se prepara industrialmente por varios procedimientos, de los que los mas principales son el *holandés*, el de *Clichy* y el *inglés*.

PROCEDIMIENTO HOLANDÉS.—Consiste en introducir láminas de plomo arrolladas en espiral P, en unas vasijas de barro vidriado A (fig. 120) que tienen cerca del fondo un reborde B para sostener aquellas, y en las que se pone un poco de vinagre C; dichas vasijas se cubren con discos de plomo D que las cierran incompletamente y se las coloca entre estiércol, formando capas alternadas, en unos recintos (fig. 121) donde circule libremente el aire; por la temperatura que se desarrolla por la fermentación del estiércol se volatiliza el ácido acético, que con el plomo y el oxígeno del aire produce acetato básico de plomo, el cual se transforma en carbonato por el ácido carbónico que se desprende en dicha fermentación.

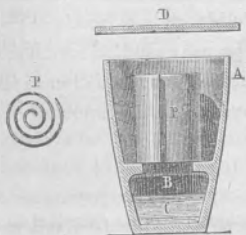


Fig. 120. —Vasija para la fabricación de la cerusa.

PROCEDIMIENTO DE CLICHY.—Este procedimiento fué ideado por Thenard (1801) y está fundado en hacer llegar anhídrido carbónico, procedente de la combustión del carbón ó de la calcinación de la creta, á una disolución de acetato triplúmbico, para que se precipite carbonato de plomo quedando en disolución acetato neutro, con el que se hace digerir litargirio para transformarle nuevamente en acetato tribásico que á su vez dará nueva cantidad de carbonato, de suerte que en último término procede éste del litargirio y del ácido carbónico, no sirviendo el acetato neutro mas que de intermedio. Sin embargo es necesario adicionar en cada operación un poco de ácido acético para sustituir al que arrastra consigo la cerusa al precipitarse.

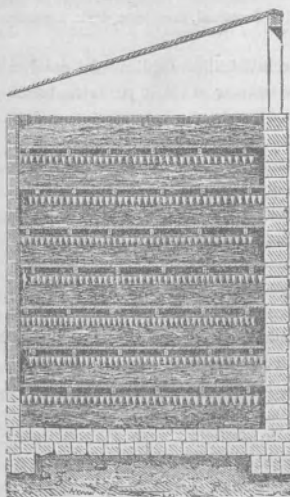


Fig. 121.—Fabricación de la cerusa.

No es mas que una variante del anterior y consiste en hacer llegar el anhídrido carbónico sobre litargirio triturado con 1% de acetato de plomo disuelto. Se emplea en Medicina y en la pintura.

867. Silicato de plomo.

El óxido plúmbico se combina con la sílice á una temperatura elevada, formándose silicato de plomo cuya

composición verdadera no se conoce aún. Este silicato es una masa vitrea, incolora, si la sílice está en mayor cantidad que el óxido de plomo ó de color algo oscuro si hay mayor cantidad de este; fusible, tanto mas cuanto mas plomo contiene. Tiene la propiedad de combinarse con otros silicatos, sobre todo con los alcalinos formando con el de potasio el vidrio de base de plomo ó sea el cristal (1).

(1) **Cristal.**—Es un silicato doble de plomo y de potasio que se obtiene fundiendo

868. Caracteres de las sales de plomo.—Las solubles son incoloras; algunas de las insolubles tienen colores diversos, su sabor es azucarado al pronto, estíptico después; son venenosas, introducidas en la economía en gran cantidad producen envenenamientos rápidos, en pequeña cantidad se van acumulando y ocasionan intoxicaciones crónicas que se manifiestan bajo diversas formas de las que la mas común es la conocida con el nombre de *cólico saturnino* ó de *los pintores*.

una mezcla de sílice (arena fina), minio y carbonato potásico; variando las proporciones de estas sustancias se obtienen las diversas clases de cristales, como por ejemplo el *flint-glass* empleado para la construcción de lentes acromáticas y para la cristalería de lujo y el *strass* que por ser el mas refringente de todos los vidrios sirve para imitar el diamante y otras piedras preciosas. Añadiendo á los cuerpos anteriores, óxido estánnico ó fosfato cálcico se forman los cristales cuajados ó opacos y los esmaltes á los que se dan coloraciones diferentes por medio de ciertos óxidos metálicos adicionados á la masa antes de fundirla.

Vidrio.—Aunque el vidrio tiene una composición diferente de la del cristal, como sus propiedades y aplicaciones son tan parecidas á las de aquel, conviene darle á conocer al mismo tiempo.

Los vidrios están contruidos por la combinación del silicato sódico ó del potásico con el silicato cálcico, que por sí solo no serviría para fabricar el vidrio por la tendencia que tiene á cristalizar; uniéndole á un silicato alcalino pierde esta tendencia y se forma un compuesto que no es soluble como aquellos y que es poco fusible.

Se conocen varias clases de vidrios; el mas ordinario, que es el vidrio verde con que se fabrican las botellas comunes, debe su color á un doble silicato aluminico ferroso que contiene; es muy fusible y le atacan fácilmente los ácidos y hasta el tartrato ácido de potasio que contienen los vinos. Se obtiene este vidrio fundiendo una mezcla de arcilla, de arena ferruginosa, de ceniza y de vidrio roto de todas clases.

El que se emplea en la fabricación de vidrios planos para vidrieras y para lunas de espejos es un doble silicato calcico-sódico; no tiene color, observándose únicamente una coloración verdosa en su corte; se le prepara fundiendo reunidos arena fina, carbonato sódico y creta blanca, á cuyas sustancias se suele agregar algo de vidrio roto.

El llamado vidrio de Bohemia es un silicato doble de calcio y de potasio; es incoloro poco denso y poco fusible, no se altera por la acción de muchos agentes químicos, por lo cual se le emplea para la fabricación de utensilios de laboratorio, como retortas, matraces, frascos, tubos de combustión etc., y para la de vasijas de uso doméstico como vasos, copas, botellas, etc. Se le obtiene fundiendo una mezcla de cuarzo, carbonato potásico y cal viva.

Por último el crown-glass es un vidrio análogo al de Bohemia del que se diferencia por contener mayor cantidad de cal y de potasa; se le emplea en unión del flint-glass para la construcción de instrumentos de óptica.

Fabricación del vidrio.—Se efectúa sometiendo las sustancias que han de formarle á una calcinación previa, que produce un principio de combinación; la masa aun caliente se introduce en crisoles de barro refractario cuya forma varía según que se emplee como combustible la leña ó el carbón de piedra; se funde la masa poco á poco y se van separando las sustancias extrañas que forman una especie de espuma en la superficie; transcurridas cinco á seis horas el vidrio fundido está bien líquido y afinado; si acaso tiene color

Precipitan por el *ácido clorhídrico* y por los *cloruros solubles* y el precipitado es blanco, de cloruro de plomo: con el *hidrógeno sulfurado* y con los *sulfuros solubles* dan precipitado negro de sulfuro de plomo, insoluble en los sulfuros alcalinos: con los *carbonatos*, precipitado blanco de carbonato de plomo; con los *álcalis*, precipitado blanco de hidrato plúmbico, soluble en la potasa ó la sosa; con el *ácido sulfúrico* y los *sulfatos*, precipitado blanco, de sulfato de plomo, soluble en el tartrato amónico; con el *yoduro de potasio*, precipitado amarillo de yoduro de plomo; con el *cromato potásico*, precipitado amarillo de cromato de plomo. Calentadas sobre un carbón por el dardo del soplete, con cianuro potásico, dan plomo metálico y una zona amarilla de óxido de plomo.

MERCURIO.—Hg¹¹.

Peso atómico... 200.

869. Estado en la naturaleza.—Este metal, conocido desde tiempos muy antiguos y designado con los nombres de *azogue*, *hidrargirio* (plata líquida ó viva), *líquido eterno*, etc., existe libre ó nativo en la naturaleza, pero es más abundante en combinación con el azufre formando el sulfuro de mercurio (*cinabrio*) cuyo mineral se encuentra en varias localidades de las que deben mencionarse Almadén (España), Idria (Iliria), ducado de Dós-Puentes (Palatinado) y San José (California).

870. Propiedades físicas.—Es el único metal líquido á la temperatura ordinaria, que hoy se conoce; de color blanco argentino

verde debido al silicato ferroso que se haya podido formar, se le quita por medio del bióxido de manganeso (que por esta razón se le ha denominado *jabón de vidrieros* que peroxida al hierro formándose silicato férrico de color amarillento pero que apenas tiñe la masa. En tal estado se puede sacar esta del crisol para trabajarla, bien por medio del soplo, bien en moldes ó por ambos medios á la vez que es lo que generalmente se hace. Los objetos fabricados se introducen en un horno calentado al rojo sombra (recocido) dejándole enfriar lentamente, pues si se les enfriase bruscamente se templarían y si bien es cierto que el *vidrio templado* tiene mayor resistencia para dejarse romper por choques, al romperse se reduce á fragmentos muy pequeños casi á polvo debido á que el enfriamiento rápido de las partes exteriores ha impedido la contracción que experimenta la masa durante el enfriamiento lento, por lo cual las moléculas interiores quedan separadas unas de otras y en equilibrio inestable; este hecho se demuestra por medio de las llamadas *lágrimas bavaicas*, que se producen haciendo caer en agua fría gotas de vidrio fundido; en cuanto se rompe la punta de una de dichas lágrimas toda la masa se reduce á fragmentos muy pequeños.

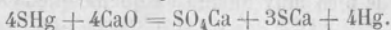
muy brillante y con algún viso azulado, no tiene olor, su densidad es 13,596; á la temperatura de -40° se solidifica cristalizando en octaedros y sometido al frío producido por la mezcla de anhídrido carbónico sólido y éter forma una masa sólida de 14,40 de densidad, que se corta fácilmente, es tan maleable como el plomo y se la puede trabajar como á los metales sólidos empleando herramientas de madera; el mercurio líquido puede dividirse por la trituración prolongada en gotas muy pequeñas apareciendo entonces de color gris y sin brillo; se facilita esta división del mercurio mezclándole con cuerpos estranos como ciertas grasas; este hecho se utiliza en Farmacia para preparar los ungüentos mercuriales; á la temperatura ordinaria emite vapores que se creyó en algún tiempo formaban una capa de pocos centímetros sobre la superficie del líquido sin difundirse; pero está demostrado por los experimentos de Merget que se difunden en el aire, hecho que explica la acción deletérea y los fenómenos de intoxicación que se observan en los vegetales y animales que viven en las localidades donde se emplea el mercurio; á 360° hierve produciendo vapores cuya densidad es 6,976 y con relación al hidrógeno 200, siendo por lo tanto anormal.

871. Propiedades químicas.—Se combina con los cuerpos halógenos á la temperatura ordinaria; el aire le altera poco á dicha temperatura, observándose únicamente que al cabo de algún tiempo se cubre su superficie de una película agrisada que la empaña; á 350° absorbe lentamente el oxígeno del aire formándose un polvo rojo que es óxido mercúrico (344), en cuya acción se desarrollan 15,5 calorías; se combina con el azufre á una temperatura poco elevada formando sulfuro; con muchos metales forma *amalgamas*, algunas muy interesantes. De los hidrácidos no le atacan más que el yodhídrico y el fluorhídrico; el ácido sulfúrico concentrado y caliente le transforma en sulfato desprendiendo gás sulfuroso; el ácido nítrico le disuelve á la temperatura ordinaria formando nitrito ó nitrato mercurioso, y nitrato mercúrico si actúa en caliente, desprendiéndose en todos casos vapores nitrosos.

872. Extracción.—La metalurgia del mercurio se funda en hechos bien sencillos. Unas veces el sulfuro se beneficia, como en Almaden y en Idria, sometiéndole á una tostación para que el azufre se desprenda en estado de gás sulfuroso y el metal quede libre:



otras veces se le mezcla con cal, si es que él no contiene ya sustancias cálicas, y calentado en retortas de barro se producen sulfato y sulfuro cálcicos y el mercurio se desprende condensándose en recipientes:



También se efectúa la reducción del sulfuro mercúrico por el hierro.

En Almadén se practica la extracción en hornos (figura 122) A-B, en los que se quema leña y cuyo hogar y bóveda se cargan de mineral; el vapor de mercurio marcha por una abertura lateral o que hay en la parte superior del horno á condensarse en una série de alude-

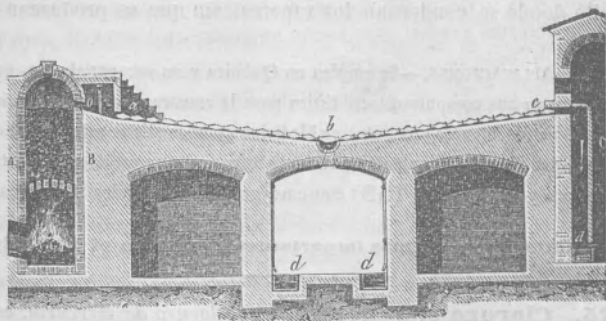


Fig. 122.—Extracción del mercurio.—Procedimiento empleado en Almadén.

les a, b, c, enchufados unos con otros formando una hilera en ángulo muy abierto y que comunican con una cámara grande de condensación d d, en la que se recoge el mercurio condensado en aquellos y el que penetra aún en estado de vapor.

En Idria se verifica la tostación del mineral en un horno de reverbero; el vapor de mercurio y el gas sulfuroso producidos atraviesan primero por un gran cilindro metálico inclinado y enfriado por una lluvia de agua fría; desde éste pasa á unas cámaras de condensación y por último á un segundo cilindro como el anterior, en el que termina la condensación de los vapores de mercurio.

873. Purificación.—El mercurio obtenido en la industria no es puro; contiene algunos metales (bismuto, estaño, plomo, cobre, etc.) que no se separan completamente por la destilación, á los que es debido el que su superficie no sea tan brillante como cuando está puro y que sus gotas no afecten la forma esférica, sinó que sean alargadas haciendo cola, como se dice. Se le purifica tratándole por un poco de ácido nítrico, calentando á unos 60° para que una pequeña parte del mercurio se disuelva, y como los metales que le acompañan tienen la propiedad de precipitarle de sus disoluciones, resultarán aquellos disueltos y el mercurio que se disolvió será precipitado casi completa-

mente; se lava con agua destilada y se le deseca. Cuando únicamente le impurifica la película de óxido que cubre su superficie, se le filtra por un embudo de pico muy afilado y aquella queda adherida á sus paredes.

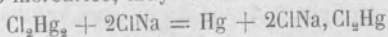
La destilación de este metal se practica en retortas ó en las vasijas cilíndricas de hierro en que circula en el comercio, á cuyo orificio se adapta un cañón de fusil encorvado, rodeando á su estremidad un lienzo en forma de bolsa que toque con la superficie del agua de un depósito donde se condensan los vapores, sin que se produzcan absorciones.

874. APLICACIONES.—Se emplea en Química para recoger algunos gases y para preparar sus compuestos; en Física para la construcción de los barómetros, termómetros, manómetros, etc.; en Medicina como medicamento; en la industria y las artes para formar amalgamas cuyos usos son muy variados. La extracción del oro y de la plata (**758**) consume grandes cantidades de mercurio.

Compuestos binarios más importantes que forma el mercurio.

875. Cloruro mercurioso.—(*subcloruro de mercurio, calomelanos, mercurio dulce*).— $\text{Cl}_2\text{Hg}_2 = \text{ClHg}$.—Unas veces se presenta en cristales transparentes que son prismas de base cuadrada, aglomerados unos con otros formando masas fibrosas é incoloras, otras veces es un polvo blanco, tiene por densidad 7,17, es uno de los cuerpos más insolubles en el agua como lo demuestra el hecho de que se produzca este compuesto vertiendo en una disolución de una sal mercuriosa, ácido clorhídrico diluido en 250,000 veces su peso de agua; 1 gramo de cloruro mercurioso necesita 12 litros de agua hirviendo para disolverse; se disuelve en el nitrato de mercurio, de cuya disolución puede cristalizar por enfriamiento; se funde y volatiliza á la misma temperatura, dando vapores cuya densidad es 8,26; la luz le descompone parcialmente haciéndole tomar color amarillento primero y agrisado después; los cuerpos oxidantes, como el cloro, el ácido nítrico, etc., le transforman en cloruro mercúrico; es venenoso, pero mucho menos que éste.

El ácido clorhídrico y los cloruros alcalinos actúan sobre este cuerpo á temperatura poco elevada, separándose mercurio y transformándose en cloruro mercúrico, muy venenoso:

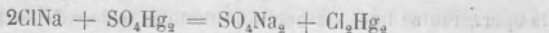


este hecho es de gran importancia porque puede verificarse esta reac-

ción en el estómago si en este hay sal común y producirse una intoxicación; por esto no se deben tomar alimentos salados poco tiempo antes ó después de haber tomado cloruro mercurioso.

El amoniaco y los álcalis le ennegrecen, á cuya propiedad debe el nombre de calomelanos.

Se prepara por la acción del calor sobre una mezcla de cloruro sódico y sulfato mercurioso:



el cloruro mercurioso, que es volátil, se sublima en las partes frías del aparato, en masas cristalinas; si el vapor se le hace penetrar en grandes recipientes al mismo tiempo que vapor de agua, se condensa en un polvo blanco impalpable (*calomelanos al vapor*) cuya forma es preferible á la anterior para los usos médicos.

Se le puede preparar tratando el nitrato mercurioso por el ácido clorhídrico ó por la disolución de un cloruro alcalino; se forma un *precipitado blanco* cuajoso que se lava y deseca.

Muy usado en Medicina como purgante, como vermífugo, etc.

876. Cloruro mercúrico.—(*bicloruro de mercurio, sublimado corrosivo, soliman*).— Cl_2Hg .—Cristaliza en prismas rectos romboidales anhidros; es incoloro, de sabor estíptico y acre, muy desagradable; menos denso que el anterior (5,42); es soluble en el agua (1 gramo de cloruro mercúrico en 15,22 gramos de agua á $+10^\circ$ y en 1,85 gramos de agua á 100°), en el alcohol y en el éter, que no disuelven al mercurioso; se funde á 265° y hierve á 295° , dando vapores cuya densidad es 9,42 que se condensan por enfriamiento en agujas ó en masas formadas por cristales octaédricos y blancos; hervida su disolución desprende vapores de esta sal, á la par que vapor acuoso.

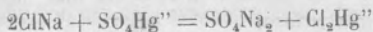
Es un cuerpo muy venenoso que ataca las mucosas y produce rápidamente la muerte; forma con la albúmina un compuesto blanco, insoluble é imputrescible, por lo que se emplea la clara de huevo como contraveneno de este cuerpo y se le aplica para conservar sustancias animales; también se emplea como contraveneno suyo el sulfuro ferroso recién precipitado, porque forma cloruro de hierro y sulfuro de mercurio, insoluble:



Con los cloruros alcalinos se combina dando cloruros dobles (*cloro-hidrargiratos*) solubles y cristalizables, habiendo recibido el nombre de *sal de la ciencia*, *sal de la sabiduría* ó *sal de Alembroth* el que

forma con el cloruro amónico; con el amoniaco producen las disoluciones de cloruro mercúrico el cuerpo llamado *precipitado blanco* ($\text{ClNH}_2\text{Hg}''$) que puede considerarse como el cloruro amónico en el que dos átomos de hidrógeno han sido reemplazados por uno de mercurio (1).

Se prepara calentando una mezcla de cloruro sódico y de sulfato mercúrico:



la operación se hace en una sublimatoria, colocada en baño de arena, en cuya bóveda y cuello se sublima el cloruro mercúrico.

En los laboratorios se emplea para preparar algunos cloruros (405) y como reactivo: en Medicina como medicamento en dosis muy pequeñas; para la conservación de sustancias orgánicas animales y vegetales, á cuyo efecto se las sumerge en una disolución alcohólica de cloruro mercúrico.

877. Yoduro mercurioso.— $\text{I}_2\text{Hg}_2 = \text{IHg}$.—Es un polvo verde oscuro, insoluble en el agua y en el alcohol, se funde, pero cuando se intenta volatilizarle se desdobra en yoduro mercúrico y mercurio, la luz también le altera; el ácido clorhídrico, los cloruros y yoduros alcalinos le descomponen trasformándole en yoduro mercúrico y mercurio metálico; es menos estable que el cloruro correspondiente.

Se prepara triturando una mezcla de una parte de yodo, una y media de mercurio y una pequeña cantidad de alcohol, hasta que la masa se haya convertido en un polvo verde, que se lava con alcohol caliente y se deseca. También se puede obtener por doble descomposición entre una sal mercuriosa y un yoduro alcalino.

Se emplea en Medicina.

878. Yoduro mercúrico.— I_2Hg .—Cristaliza en dos formas distintas; unas veces en octaedros de base cuadrada y otras en prismas rectos romboidales, es por lo tanto dimorfo; también se presenta amorfo; su color es rojo escarlata en la variedad octaédrica y en el amorfo, y amarillo rojizo en la prismática; es bastante denso (6,7), muy insoluble en el agua, algo soluble en el alcohol, sobre todo en caliente, de cuya disolución se depositan por enfriamiento cristales rojos pequeños; poco soluble en el éter; se disuelve en las disoluciones con-

(1) El mercurio puede sustituir á todo ó parte del hidrógeno del tipo amoniaco ó del radical amonio, dando derivados de carácter básico que se llaman *mercuraminas* ó *mercuramonios*, que pueden combinarse con los ácidos y otros cuerpos electro-negativos originando los compuestos *mercuramonicos* á los que pertenece el llamado *precipitado blanco* que es un cloruro de mercuramonio.

centradas y calientes de cloruro sódico y de yoduro potásico y por enfriamiento cristaliza en octaedros. Calentado á 150° toma color amarillo; á 238° se funde en un líquido amarillo intenso que se solidifica en una masa también amarilla, y á mayor temperatura se volatiliza dando un vapor casi incoloro que se condensa en cristales prismáticos amarillos. Calentando fuertemente los vapores incoloros de yoduro mercurico se disocia esta sal apareciendo vapores violados de yodo que desaparecen en las partes frias del aparato porque vuelve á formarse el yoduro mercúrico; es por lo tanto un ejemplo notable de disociación.

Cuando la variedad amarilla se la frota con un agitador de vidrio, inmediatamente toma color rojo, primero en los puntos frotados y después en toda la masa; el mismo fenómeno se produce por la presión, por un enfriamiento rápido, por el contacto con cristales de la variedad roja etc.; esta transformación va siempre acompañada de un desprendimiento de calor.

El yoduro potásico forma con el mercúrico un compuesto, el *yodohidrargirato potásico*; soluble en el agua (*reactivo de Mayer*); adicionando potasa á esta disolución no precipita y constituye el llamado *reactivo de Nessler*, muy sensible para reconocer la presencia del amoníaco, con el que produce un precipitado ó un enturbiamiento oscuro, según su cantidad.

Se prepara el yoduro mercúrico tratando el cloruro mercúrico por el yoduro potásico, en la proporción de 4 partes del primero para el 5 del segundo.

Se emplea en Medicina en pequeñas dosis porque es venenoso.

879. Cianuro mercúrico.— Cy_2Hg .—Cristaliza en prismas rectos de base cuadrada, es blanco, de sabor metálico nauseabundo, se disuelve en 8 partes de agua fria y es más soluble en la caliente y muy poco en el alcohol; el calor le descompone en mercurio y cianógeno (**597**); con los hidrácidos desprende ácido cianhídrico; el ácido nítrico le disuelve sin alterarle; es muy venenoso.

Se prepara haciendo hervir 1 parte de óxido mercúrico, 2 de azul de Prusia y 8 de agua hasta que la mezcla pierda el color azul y le tome pardo oscuro; se filtra el líquido y por enfriamiento se depositan cristales de cianuro mercúrico.

Se emplea para preparar el cianógeno y el ácido cianhídrico y en Medicina.

Se conoce el *sulfocianuro (sulfocianato) de mercurio* que es un polvo blanco, insoluble, que se descompone por el calor aumentando de volumen y desprendiendo vapores de mercurio (*serpientes de Faradé*).

880. Óxido mercurioso.— Hg_2O .—Es una sustancia de color verdoso oscuro, casi negro, muy inestable, puesto que á una temperatura de 100° ó por la acción de la luz se descompone desdoblándose en óxido mercúrico y mercurio metálico. Se prepara por la acción de la potasa sobre el cloruro mercurioso ó sobre una disolución poco concentrada de nitrato mercurioso.

881. Óxido mercúrico.— HgO .—Este cuerpo, conocido también con los nombres de *precipitado per se*, *precipitado rojo* y otros varios, es un polvo cristalino, de color rojo anaranjado; preparado por la vía húmeda es amorfo y amarillo; se disuelve muy poco en el agua, el calor le descompone en mercurio y oxígeno (**186**); la luz le reduce algo; el cloro le transforma en cloruro ó en oxiclóruo, desprendiendo anhídrido hipocloroso; es un oxidante enérgico porque cede su oxígeno á muchos cuerpos, alguna vez con explosión, como sucede con el azufre; el amoniaco seco le transforma en un cuerpo blanco (N_2Hg_3) llamado mercurio-amina, que es muy explosivo. El óxido amarillo es más enérgico en sus acciones químicas que el rojo.

Se prepara por vía seca descomponiendo el nitrato mercúrico en un matraz calentado en baño de arena, se desprenden vapores nitrosos y queda el óxido mercúrico; por vía húmeda, precipitando la disolución de una sal mercúrica por la potasa ó la sosa.

Se emplea en los laboratorios y en Medicina.

882. Sulfuro mercurioso.— SHg_2 .—Se forma cuando se pasa una corriente de hidrógeno sulfurado por la disolución de una sal mercuriosa; es muy inestable y se descompone con mucha facilidad en sulfuro mercúrico y mercurio metálico.

883. Sulfuro mercúrico.— SHg .—Existe en la naturaleza constituyendo el *cinabrio*. Se presenta unas veces en masas compactas ó en cristales prismáticos transparentes, de color rojo; otras es un polvo amorfo y negro; su densidad 8,124; no se disuelve en el agua: el calor le volatiliza sin fundirle y sus vapores se condensan en masas de color rojo intenso; arde en contacto del aire con llama azul, produciéndose gas sulfuroso y vapores de mercurio; los ácidos clorhídrico y nítrico le atacan con dificultad; el agua régia lo hace con energía, el ácido yodhídrico le convierte en yoduro mercúrico y gas sulfhídrico.

Se prepara por vía húmeda, precipitando una sal mercúrica por el hidrógeno sulfurado; por vía seca, triturando una parte de azufre con seis de mercurio; se forma una masa negra (*etiope mineral*) que después se sublima en cristales rojos (*cinabrio artificial*).

BERMELLÓN. Recibe este nombre una variedad de sulfuro de mercurio muy dividido y de color rojo escarlata, que se prepara triturando durante algunas horas 114 partes de azufre, 300 de mercurio y 75 de potasa, disueltas en 450 de agua: la masa negra al principio va tomando poco á poco color rojo escarlata; se lava después sobre un filtro con agua y se seca.

Se emplea el sulfuro mercúrico en Medicina y los bermellones en la pintura, para dar color al lacre, etc.

884. Amalgamas mas importantes.—El mercurio se combina con casi todos los metales; algunas de estas combinaciones son interesantes. La que forma con el bismuto tiene la propiedad de adherirse fuertemente al vidrio; la de estaño es muy brillante y se emplea para la fabricación de espejos; la de oro y la de plata sirven para la extracción de estos y para el dorado y plateado de otros metales; las de cobre, que son blandas como las anteriores, recién preparadas, se endurecen después y se emplean para obtener moldes de ciertos objetos.

Sales más importantes que forma el mercurio.

885. Sulfatos de mercurio.—El *sulfato mercurioso* ($\text{SO}_4\text{Hg}''$) es sólido, cristaliza en prismas de color blanco, poco soluble en agua; el calor le funde y á mayor temperatura se descompone desprendiendo gas sulfuroso y el óxido mercúrico queda unido al sulfato no descompuesto. Se prepara calentando mercurio en exceso, con ácido sulfúrico concentrado.

El *sulfato mercúrico* ($\text{SO}_4\text{Hg}''$) es un polvo blanco, muy poco soluble en el agua; el calor le descompone desprendiendo anhídrido sulfúrico, gas sulfuroso y oxígeno y dejando como residuo óxido mercúrico; el agua en gran cantidad le transforma en un polvo amarillo (*turbit mineral*) que es un sulfato básico ($\text{SO}_4\text{Hg}, 2\text{HgO}$) quedando en disolución un sulfato ácido soluble y cristizable. Se prepara el sulfato mercúrico neutro tratando el mercurio por la cantidad correspondiente de ácido sulfúrico y evaporando la disolución hasta sequedad.

886. Nitratos de mercurio.—El *nitrato mercurioso neutro* ($(\text{NO}_3)_2\text{Hg}_2$), cristaliza en prismas romboidales oblicuos que contienen dos moléculas de agua; se combina con el óxido mercurioso para formar varios nitratos básicos. Se prepara tratando en frío el mercurio en exceso por ácido nítrico diluido en la mitad de su volumen de agua; por una acción prolongada de dichos cuerpos se producen los nitratos básicos.

El *nitrato mercúrico neutro* ($(\text{NO}_3)_2\text{Hg}''$) cristaliza con 8 moléculas de agua cuando sus disoluciones concentradas hasta consistencia de jarabe se someten á un frío de -15° . Forma varios nitratos básicos de los que uno de la fórmula $(\text{NO}_3)_3\text{Hg}, 2\text{HgO}, \text{H}_2\text{O}$ se precipita en un polvo amarillo (*turbit nitroso*) cuando se adiciona al neutro una gran cantidad de agua. Se prepara tratando el mercurio por el ácido nítrico hirviendo; concentrada la disolución se depositan primero cristales voluminosos de nitrato básico y las aguas madres enfriadas á -15° dejan depositar el nitrato neutro.

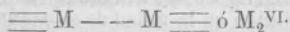
Estos nitratos son muy empleados en Medicina.

887. Carácterés de las sales de mercurio.—Son unas blancas y otras tienen colores diversos; su sabor es metálico muy desagradable y son muy venenosas, ocasionando alteraciones rápidas ó lentas según que el envenenamiento sea agudo ó crónico; estas alteraciones suelen manifestarse por una gran salivación (ptialismo) temblor mercurial etc.

Con el ácido *clorhídrico* ó los *cloruros solubles* dan las *mercuriosas* precipitado blanco cuajoso de cloruro mercurioso, que se ennegrece con el amoniaco; las *mercúricas* no precipitan: con el *hidrógeno sulfurado* y con los *sulfuros solubles* dan unas y otras precipitado negro de sulfuro de mercurio, insoluble en los sulfuros alcalinos; con los *carbonatos solubles* precipitan en blanco las *mercuriosas* y en rojizo las *mercúricas*: con la *potasa* ó la *sosa* dan las *mercuriosas* precipitado negro, y las *mercúricas*, amarillo, insolubles en un exceso de reactivo; con el *amoniaco*, las *mercuriosas* precipitado negro y las *mercúricas* blanco; con el *yoduro potásico*, las *mercuriosas* dan precipitado verde, las *mercúricas* rojo escarlata, soluble en un exceso de reactivo; con el *cromato potásico* dan las *mercuriosas* un precipitado rojo de cromato mercurioso: las disoluciones de las sales de mercurio producen en una *lámina de cobre* una mancha gris oscura que por frotamiento adquiere brillo argentino y que calentada desaparece.

CUARTO GRUPO.

888. Metales que comprende y dinamicidades con que funcionan.—Comprende el *aluminio*, *cromo*, *hierro*, *manganeso*, *níquel*, *cobalto*, *urano* y algunos otros menos importantes. Estos metales funcionan unas veces como *didínamos* y otras como *hexadínamos* y teniendo en cuenta que en este último caso siempre entran dos átomos del metal, se admite que cada uno de estos tiene una dinamicidad igual á cuatro y que se saturan entre sí al unirse dos de sus ocho dinamicidades, resultando por lo tanto un grupo hexadínamo.



Atendiendo á esta razón algunos químicos incluyen á estos metales en la familia cuarta (tetradínamos).

A los nombres de los compuestos en que funcionan como hexadínamos se les dá la terminación en *ico* (*férricos mangánicos*, etc.) y aquellos en que son didínamos, se les termina en *oso* (*ferrosos, manganosos*, etc.).

ALUMINIO.—Al.

Peso atómico. . . . 27.4.

889. HISTORIA.—Fué descubierto por Wöhler en 1827; se le obtuvo en un principio mezclado con sustancias estrañas que modificaban de tal manera sus propiedades que se creyó era un metal que descomponía el agua á una temperatura poco superior á la ordinaria y que no podría recibir aplicaciones. H. Sainte-Claire Deville le obtuvo puro en 1854, pudiendo apreciar en él cualidades que le hacen uno de los metales más útiles; desde dicha época se le extrae en grandes cantidades porque cada día recibe nuevas aplicaciones.

890. Estado en la naturaleza.—No se le ha encontrado libre; en combinación es el metal más abundante puesto que existe en las arcillas, en los feldespatos, en la criolita y en otros minerales.

891. Propiedades.—Es blanco azulado, muy ligero, su densidad 2,56, que puede llegar á 2,67 cuando se le martilla; muy tenáz, dúctil y maleable, se le puede estender en láminas muy delgadas, como el oro y la plata; conduce bién el calor y la electricidad; se funde á unos 700° y no es volátil.

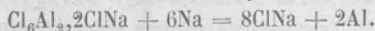
En todas las combinaciones que forma este metal entran dos átomos de él, formando un grupo hexadínamo $Al_2^{vi} = All^{vi}$ por lo cual algunos duplican el peso atómico del aluminio y admiten que entra un solo átomo hexadínamo en sus compuestos; pero atendiendo á su calorífico específico, al isomorfismo, á la densidad del vapor de su cloruro y á otras analogías que existen entre las combinaciones férricas y las aluminicas, se debe admitir que en estas entran dos átomos; en cambio la densidad del methiluro de aluminio tomada á 240° conduce á admitir para este metal una atomicidad igual á tres y que en todos sus compuestos no entra más que un átomo.

No se altera en contacto del aire húmedo, ni tampoco á temperaturas muy elevadas; el azufre le ataca con dificultad; forma aleaciones con algunos metales, sobre todo con el cobre, pero no se conocen amalgamas de aluminio. El ácido clorhídrico le disuelve formando el cloruro correspondiente y desprendiendo hidrógeno; el ácido sulfúrico y el nítrico no le atacan sinó en caliente; el agua no tiene acción sobre él; las disoluciones alcalinas le disuelven desprendiendo hidrógeno y formando aluminatos; á temperaturas elevadas reduce á los anhídridos bórico y silícico (502 y 539) dejando libres el boro y el silicio.

892. Obtención.—Se le puede obtener reduciendo el cloruro

aluminico anhidro por el sodio; se forma cloruro sódico y el aluminio queda aislado.

Hoy se le obtiene tratando el cloruro doble aluminico-sódico por el metal sodio; se forma cloruro sódico y el aluminio queda libre:



La operación se practica en un horno de reverbero parecido á los que se emplean en la fabricación de la sosa.

893. APLICACIONES.—Las tiene hoy muy numerosas pues se le utiliza por la propiedad de no alterarse en contacto del aire, por la de ser tan ligero y tan tenáz; también se emplea para preparar algunas aleaciones, como el bronce de aluminio que posee la tenacidad del hierro y el brillo del oro y que ha recibido numerosas aplicaciones.

Compuestos más importantes que forma el aluminio.

894 Cloruro de aluminio.— Cl_6Al_2 .—Es sólido, cristaliza en prismas exagonales transparentes; incoloro ó blanco ligeramente amarillento sinó es completamente puro; muy soluble en el agua con desprendimiento de calor, emite humos blancos en contacto del aire húmedo y se delicuesce; se funde á poca temperatura y es volátil dando vapores cuya densidad es 9,35; calentada su disolución se descompone desprendiéndose ácido clorhídrico y dejando libre el óxido de aluminio; se combina con los cloruros alcalinos formando cloruros dobles, de los cuales el aluminico sódico se emplea para la extracción del aluminio.

Se prepara anhidro descomponiendo el óxido de aluminio por la acción combinada del carbón y del cloro:



El hidratado se obtiene disolviendo el hidrato de aluminio en el ácido clorhídrico.

895. Óxido de aluminio.—(*alúmina*) Al_2O_3 .—Se halla en la naturaleza constituyendo el *corindon*, el *rubi oriental* cuando tiene color rojo, el *záfiro* cuando es azul, el *topacio oriental* cuando es amarillo, la *amatista oriental*, cuando es violado, el *esmeril*, etc., también existe en estado de hidrato constituyendo el *diasporo*, la *bauxita*, la *gibbsita*, etc.

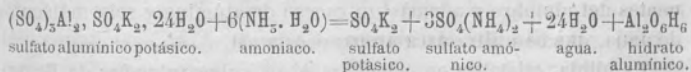
Es sólido, pulverulento, blanco, inodoro, insípido y se adhiere á la lengua, muy duro hasta el punto de rayar el vidrio; es insoluble en el agua pero muy higrométrico; no se funde más que á la llama de la luz oxidrica y no se descompone por el calor. No es atacado por ningún cuerpo simple, necesitándose que actúen simultáneamente sobre él, el carbón y el cloro ó el azufre, á una temperatura elevada, para transformarle en cloruro ó en sulfuro de aluminio y óxido de car-

bono; los ácidos le atacan difícilmente cuando ha sido calcinado fuertemente; la potasa y la sosa cáusticas le disuelven á una temperatura más ó menos elevada formando aluminatos; la alúmina que ha sido calcinada no tiene afinidad para el agua.

El hidrato aluminico ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O} = \text{Al}_2\text{O}_6\text{H}_6$) obtenido por precipitación es sólido, gelatinoso, blanco insoluble en el agua; es una base poco enérgica que se disuelve fácilmente en los ácidos para formar sales y también en las bases formando aluminatos; corresponde por lo tanto al grupo de los óxidos indiferentes; algunos ácidos débiles como el carbónico y el sulfhídrico, no se combinan con él ni directa ni indirectamente y cuando se quieren obtener sus compuestos por doble descomposición, se desprenden dichos ácidos quedando libre la alúmina hidratada; tiene la propiedad de combinarse con algunas materias colorantes formando compuestos insolubles coloreados, llamados *lacas*, que se utilizan en la pintura y en la estampación de los papeles pintados.

Cuando se somete á la diálisis el cloruro de aluminio en el que se haya disuelto un exceso de alúmina ó cuando se descompone una disolución de su acetato en vasos cerrados, se obtiene una modificación de la alúmina, que se llama alúmina líquida.

Se prepara el óxido de aluminio sometiendo el hidrato á la acción del calor para que pierda el agua; también calcinando el sulfato aluminico amónico (alumbre amoniacal); el hidrato se obtiene precipitando una sal de aluminio, como el alumbre ordinario, por el amoniaco:



Las variedades naturales de alúmina se utilizan como piedras preciosas y el esmeril para el bruñido de algunos metales, para deslustrar el vidrio, etc.

896. Sulfato aluminico.— $(\text{SO}_4)_3\text{Al}^{\text{VI}}$.—Sólido, cristaliza en agujas muy delgadas ó en láminas de aspecto nacarado que contienen 18 moléculas de agua $((\text{SO}_4)_3\text{Al}_2^{\text{VI}}, 18\text{H}_2\text{O})^*$, de sabor ácido y astringente, muy soluble en el agua, el calor le hace perder la de cristalización y después le descompone desprendiéndose anhídrido sulfúrico y dejando un residuo de alúmina; puede unirse al hidrato aluminico para formar sulfatos básicos y con los sulfatos alcalinos forma alumbres.

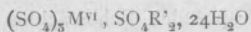
Se prepara en los laboratorios disolviendo la alúmina en el ácido sulfúrico; en la industria se obtiene tratando las arcillas blancas (si-

licatos de aluminio) por dicho ácido, en caliente, decantando para separar la sílice y concentrando las disoluciones.

Se emplea en la tintorería para preparar el acetato de aluminio y los alumbres; para el encolado de los papeles, etc.

Alumbres.

897. Su definición y constitución.—Se dá este nombre á las sales dobles formadas por la unión de un sulfato de un metal hexadínamo con un sulfato de un metal monodínamo, más veinticuatro moléculas de agua de cristalización. Su fórmula general es:



en la que *M* representa el metal hexadínamo y *R* el monodínamo.

El tipo de estos cuerpos es el alumbre ordinario, sulfato doble de aluminio y de potasio, en el que el sulfato alumínico puede ser reemplazado por los sulfatos férrico, crómico, mangánico, de galio, etc., y el sulfato potásico lo puede ser por los de sodio, amonio, plata, etc. Son isomorfos y se pueden reemplazar unos á otros en los cristales sin que la forma de estos se modifique sensiblemente.

Los ácidos selénico y telurico, análogos al sulfúrico, pueden formar también seleniatos y teluratos dobles, análogos y de la misma constitución que los alumbres.

898. Sulfato aluminico potásico (*alumbre de potasa, piedra alumbre*).— $(\text{SO}_4)_3\text{Al}_2^{\text{VI}}, \text{SO}_4\text{K}_2, 24\text{H}_2\text{O}$.—Es el alumbre que se conoció primero y que ha servido de tipo de este grupo de sales; existe en la naturaleza un mineral llamado *alunita*, que contiene los componentes del alumbre y además un exceso de alúmina y seis moléculas de agua, que se utiliza para preparar esta sal.

Es sólida, cristaliza en octaedros ó en cubos (*alumbre de Roma*), transparentes, incoloros, de sabor muy astringente, soluble en el agua, más en la caliente que en la fría; á 92° experimenta la fusión acuosa y si se le deja enfriar entonces lo hace en una masa vítrea que recibe el nombre de *alumbre de roca*; continuando la acción del calor pierde todo el agua de cristalización elevándose mucho la masa que se vuelve blanca y opaca, constituyendo el *alumbre calcinado*; por último, á la temperatura del rojo se descompone desprendiendo anhídrido sulfuroso y oxígeno y dejando como residuo una mezcla de alúmina y de sulfato potásico; dá reacción ácida poco intensa con el papel azul de tornasol. Calcinando el alumbre mezclado con negro de humo se obtiene una masa esponjosa constituida por una mezcla de alúmina, sul-

furo potásico y carbón, que proyectada en el aire húmedo se inflama y produce chispas muy brillantes debidas á la oxidación del sulfuro potásico dividido (*piroforo de Homberg*).

Se prepara uniendo directamente las disoluciones de los dos sulfatos en proporciones convenientes.

PREPARACIÓN INDUSTRIAL DEL ALUMBRE.—Calcinando moderadamente la alunita se consigue destruir la combinación del hidrato aluminico con el alumbre; tratando el producto de la calcinación por agua y concentrando las disoluciones se obtienen cristales cúbicos que aún retienen una cantidad insignificante de hidrato aluminico, á lo que se atribuye la diferencia en la forma cristalina. Tostando los esquistos ó pizarras aluminosas, el azufre de los sulfuros que contienen se transforma en ácido sulfúrico y éste á su vez convierte en sulfatos á la alúmina y al hierro; se trata por agua para disolver estos sulfatos y concentrando cristaliza antes el de hierro, que es menos soluble; adicionando á las aguas madres sulfato potásico, se depositan cristales de alumbre, que se purifican por nuevas cristalizaciones, pero que siempre resulta con algo de hierro. Las arcillas más puras, calcinadas ligeramente para deshidratarlas y peroxidar el poco de hierro que siempre contienen, tratadas después por ácido sulfúrico de 52° B.⁶ se transforman en sulfato aluminico separándose sílice; añadiendo después, sulfato potásico se forma alumbre.

Se emplea en Medicina como astringente y el calcinado para corroer los tejidos; en la tintorería para formar lacas (895) y en otras artes.

899. Sulfato aluminico amónico.—(*alumbre amoniacal, alumbre de pluma*).— $(\text{SO}_4)_2\text{Al}_2^{\text{VI}}, \text{SO}_4(\text{NH}_4)_2, 24\text{H}_2\text{O}$.—Es muy parecido al anterior y se prepara tratando las disoluciones de sulfato aluminico por el sulfato amónico.

900. Silicatos de aluminio.—Este grupo de sales es muy importante porque en él están comprendidas las arcillas, los feldespatos y algunos otros compuestos minerales.

ARCILLAS.—La arcilla pura es un silicato aluminico hidratado, constituido por dos moléculas de anhídrido silícico, una de alúmina y dos de agua ($2\text{SiO}_2 + \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$); existe en la naturaleza constituyendo el *kaolin* procedente de la descomposicion de los feldespatos por la acción prolongada del agua. Es una sustancia blanca, compacta, suave al tacto, que absorbe el agua con facilidad sobre todo si ha sido calcinada debido á lo cual se adhiere á la lengua, forma con aquella una pasta plástica fácil de moldear, que al desecarse se contrae mucho y se abre; por la acción del calor disminuye bastante de volumen, contrayéndose, siendo su contracción tanto mayor, cuanto más elevada es la temperatura á que se la somete, de cuyo hecho se ha sacado partido para la construcción de algunos pirómetros; se funde fácilmente y se transforma por el calor en un cuerpo duro y compacto que es la base de las porcelanas y de las vajillas ordinarias. En la naturaleza existe también el silicato aluminico anhidro constituyendo varias especies mineralógicas, como la *estaurolita*, la *distena* ó *cianita*, la *andalucita*, etc.

Generalmente las arcillas se encuentran mezcladas con sustancias

extrañas, como óxidos de hierro y de magnesio, silicato de hierro, sílice, cal, etc., que las dan color amarillo ó verdoso y modifican sus cualidades plásticas; estas arcillas impuras reciben distintos nombres según la propiedades que las comunican las sustancias extrañas que las acompañan; así por ejemplo se llaman *arcillas plásticas* cuando forman con el agua una pasta suave y elástica que sometida á la acción del calor adquiere una gran dureza y se hacen frágiles sin llegar á fundirse, por cuyas cualidades se las emplea para la fabricación de la loza de barro, de crisoles y de ladrillos refractarios; *tierra de bataneros*, las que forman con el agua una pasta poco adherente que no sirva para construir aquellos objetos, se funden á una temperatura elevada y se emplean en los batanes para el desengrasado de los paños; *tierra de alfareros*, las arcillas muy impuras que contienen bastante cal y óxido de hierro á los que deben ser tan fusibles, forman con el agua pastas no muy adherentes y se emplean para fabricar la loza más ordinaria; *margas* las mezclas íntimas de arcilla y de creta muy empleadas en agricultura para mejorar ciertos terrenos.

Existen además en la naturaleza algunos silicatos dobles, formados por la unión del silicato aluminico con silicatos alcalinos ó alcalino-térreos; deben mencionarse entre ellos el *feldespato orthosa* que constituye una gran parte de la costra terrestre y que es un silicato aluminico-potásico; cristaliza en prismas oblicuos, poco fusibles, y por la acción prolongada del agua y del ácido carbónico se transforma en silicato aluminico y de esta manera se explica el origen de los kaolines y de otras arcillas; este feldespato tiene gran importancia práctica por sus aplicaciones. Se conocen además el doble silicato aluminico sódico (*feldespato albita*) y el aluminico cálcico (*labradorita*).

Estas sustancias tienen numerosas é importantes aplicaciones á las artes cerámicas cuyo estudio detallado corresponde á las obras de Química aplicada (1).

(1) Las arcillas por su plasticidad que las permite tomar todas las formas que quiera dárseles y por la dureza que adquieren al cocerlas, son la primera materia para la fabricación de las diversas clases de loza; no se las puede emplear solas porque la contracción que experimentan al calentarlas produciría la rotura de los objetos contruidos con ellas por eso se las adiciona arena, cuarzo reducido á polvo y algunas otras sustancias que evitan aquel inconveniente; se las cubre de un barniz fusible que tiene el doble objeto de hacerles impermeables y que su superficie sea más lustrosa y pulimentada. Las lozas son de varias clases según la pureza mayor ó menor de las arcillas empleadas en su fabricación según las condiciones de esta fabricación, etc.; reciben el nombre de *porcelanas* las fabricadas con kaolin, mezclado con algo de arena y de feldespato, para disminuir los efectos, de la contracción de la arcilla al desecarse y para que experimenten al cocerse un principio de fusión que haga á las porcelanas algo traslúcidas. La loza blanca se fabrica con arcillas plásticas mezcladas con algo de cuarzo reducido á polvo impalpable; se la cubre con un barniz trasparente si las arcillas empleadas son blancas ó con un esmalte ó barniz opaco, en el que entra el óxido de estaño, si aquellas tienen color. La loza común se fabrica con arcillas muy ferruginosas mezcladas con arena y margas; se las dá el vidriado por medio de la galena que forma un silicato doble de aluminio y de plomo bastante fusible. Los ladrillos ordinarios, las tejas, los hornillos portátiles, etc., se fabrican con arcillas margosas mezcladas con arena.

ULTRAMÁR.—Otro compuesto del que forma parte la alúmina en unión de la sílice, de la sosa y del sulfuro de sodio, es el *ultramar*, que se halla en la naturaleza constituyendo el mineral llamado *lapis-lazuli* ó *piedra de azur*, de un magnífico color azul, empleado como piedra preciosa y en la pintura. Se ha conseguido reproducirle artificialmente, por lo cual su precio á descendido mucho.

901. Caracteres de las sales de aluminio.—Las solubles son incoloras, de sabor astringente y venenosas. No precipitan por el *ácido clorhídrico*, ni por el *sulfhídrico*: con los *sulfuros solubles* dan precipitado blanco de alúmina hidratada, desprendiéndose hidrógeno sulfurado: los *carbonatos alcalinos* precipitan también la alúmina hidratada, insoluble en un exceso de reactivo y con desprendimiento de anhídrido carbónico: con la *potasa* ó la *sosa* dan también precipitado blanco, soluble en un exceso de reactivo: con el *amoníaco* dan igual precipitado, pero insoluble en aquel: con el *sulfato potásico* ó el *amónico*, dan las disoluciones concentradas, precipitado cristalino de alumbre potásico ó amoniacal. Los compuestos de aluminio en estado sólido, adicionados de una cantidad insignificante de disolución de *nitrato de cobalto* y dirigiendo sobre ellos el dardo del *soplete*, toman color azul.

Al lado del aluminio deben estudiarse varios metales análogos á él como el *glucinio*, el *erbio*, el *terbio*, el *lantano*, el *didimio*, etc., pero son muy raros y algunos de ellos no están aún bien conocidos.

CROMO.—Cr.

Peso atómico. . . . 53,5.

902. HISTORIA Y ESTADO EN LA NATURALEZA.—Fué descubierto en 1797 por Vauquelin, analizando el mineral conocido con el nombre *plomo rojo de Siberia* (*cromato de plomo*); recibió este nombre, derivado de una palabra griega que significa color, porque todos sus compuestos son coloreados. Existe además en el *hierro cromado* (Cr_2O_3 , FeO) que corresponde por su composición al óxido magnético de hierro.

903. Propiedades.—Es sólido, cristalino, de color agrisado, su densidad 5,9, frágil y el más duro de todos los metales; el calor apenas le funde; arde en el cloro á la temperatura del rojo transformándose en unos cristales violados de cloruro crómico; se oxida á la misma temperatura en contacto del oxígeno libre y proyectado sobre nitro fundido se transforma en cromato potásico; algunos ácidos le atacan formando las sales correspondientes y desprendiendo hidrógeno.

Forma dos clases de compuestos, unos en los que funciona con una dinamicidad igual á dos, y se llaman *eromosos*, y otros en los que dos áto

mos de este metal forman un grupo hexadinamo, que se llaman *crómicos*, y son en general más importantes que los primeros, siendo unos verdes, otros violados y otros rojos, según la temperatura á que se preparan.

904. Obtención.—Se obtiene calcinando en crisoles de cal y de carbón una mezcla de óxido crómico, de carbón y de aceite de linaza. Es preferible para obtenerle el procedimiento siguiente: se somete á la acción del calor en un crisol, 1 parte de cloruro crómico y 2 de cloruro potásico, encima de los cuales se colocan 2 partes de zinc, en granalla ó en láminas pequeñas, y un poco de cloruro potásico; el botón metálico que resulta, formado por el zinc y el cromo cristalizado, se trata por ácido nítrico diluido para disolver el zinc.

905. APLICACIONES.—El cromo metálico no las ha recibido hasta ahora; su presencia en algunos hierros parece que contribuye á dar mejores cualidades á los aceros que con aquellos se preparan.

Compuestos más importantes que forma el cromo.

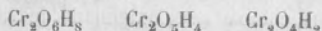
906. Cloruros de cromo.—El *cloruro cromoso* (Cl_2Cr ó Cl_2Cr_2) es un cuerpo sólido que cristaliza en pajitas blancas, soluble en el agua y su disolución es azul cuando no ha estado sometida á la acción del aire, pero en presencia de este se vuelve verde; es volátil; se prepara por la acción del ácido clorhídrico sobre el cromo al rojo ó por la del hidrógeno sobre el cloruro crómico.

El *cloruro crómico* (Cl_6Cr_2) cristaliza en escamas delgadas, de color violado como el de la flor del albérchigo, insoluble en el agua fría, á no ser que esta contenga una pequeña cantidad de cloruro cromoso, en cuyo caso se disuelve dando una disolución verde que es el color de este cloruro cuando está hidratado; es algo soluble en el agua caliente; el calor le volatiliza y al hidratado le descompone en ácido clorhídrico y óxido de cromo. Se prepara dirigiendo una corriente de cloro sobre una mezcla de óxido crómico y carbón colocada en un tubo á temperatura elevada, se desprende óxido de carbono y el cloruro se condensa en un recipiente.

907. Óxidos de cromo—Se conocen varios de los que los más importantes son el *sexquióxido de cromo* y el *anhidrido crómico*. El *óxido cromoso* no ha sido obtenido aún y sólo se conoce su *hidrato* (CrO_2H_2) que se produce cuando se precipita el cloruro cromoso por la potasa ó la sosa y es muy poco importante; forma con el ácido sulfúrico un sulfato cromoso ($\text{SO}_4\text{Cr}''', 7\text{H}_2\text{O}$) isomorfo con el sulfato ferroso.

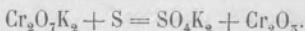
908. Sexquióxido de cromo.— Cr_2O_5 .—Cristaliza en romboedros brillantes de color verde intenso, casi negro; se presenta además en un polvo amorfo, verde oscuro; es insoluble en el agua, el calor le funde á una temperatura muy elevada, pero no le descompone;

cuando se le calcina fuertemente no es atacado por los ácidos; forma varios hidratos de las fórmulas



el primero es gris verdoso, el segundo azul violado y el tercero verde esmeralda (*verde Guignet*); se preparan los dos primeros precipitando las sales crómicas por un álcali y el último descomponiendo por agua hirviendo el borato crómico.

El sexquíóxido de cromo se prepara por la calcinación del cromato mercurioso ó sometiendo á la acción del calor una mezcla de bicromato potásico y flor de azufre; se forma sulfato potásico que se separa por la acción del agua y queda como insoluble el sexquíóxido de cromo:



Se conocen otros varios procedimientos para prepararle industrialmente.

Se emplea para dar color verde á ciertos esmaltes y alguno de sus hidratos como color en la pintura y en el estampado de las telas.

909. Anhídrido crómico.— CrO_3 .—Es sólido, cristaliza en prismas de color rojo intenso, de sabor amargo y acerbo, inodoro, muy soluble en el agua y delicuescente; su disolución es anaranjada; es algo soluble en el alcohol poco concentrado y en el ácido sulfúrico; sometido á la acción del calor comienza por tomar color negro, volviendo á ser rojo cuando se enfría, se funde á 300° y elevando más la temperatura se descompone en óxido crómico y oxígeno que se desprende. Es el anhídrido de un ácido bibásico no aislado aún, análogo al anhídrido sulfúrico y sus derivados lo son también á los de este; los cromatos tienen la misma fórmula que los sulfatos respectivos; es oxidante enérgico, haciendo caer sobre unos cristales secos de este anhídrido, alcohol concentrado ó éter, arden al ponerse en su contacto y él se transforma en sexquíóxido de cromo.

De una manera indirecta el cloro transforma á este cuerpo (**161**) en anhídrido *cloro-crómico* (CrO_2Cl_2) en el que un átomo de oxígeno ha sido reemplazado por dos de cloro; es un líquido de color rojo de sangre, que hierve á 120° y que el agua descompone en ácido clorhídrico y anhídrido crómico; este compuesto que es el correspondiente al cloruro de sulfurilo (**285**), se forma tratando una mezcla de sal común y de bicromato de potasio por el ácido sulfúrico.

El ácido clorhídrico transforma al anhídrido crómico en agua y cloruro de cromo; el gas sulfuroso le reduce produciendo sulfato cró-

mico y también es descompuesto en caliente por el ácido sulfúrico que produce un desprendimiento de oxígeno, formándose sulfato crómico; los cuerpos oxidantes, como el agua oxigenada, le transforman en *ácido perocrómico*, que es un cuerpo azul muy inestable (225).

Se prepara el anhídrido crómico tratando una disolución acuosa, saturada en frío, de bicromato potásico por volumen y medio igual al suyo de ácido sulfúrico concentrado; la mezcla se calienta mucho y por enfriamiento se depositan cristales rojos, que separados del agua madre se les pone á escurrir sobre placas de porcelana sin barnizar. También se prepara por medio del cromato de plomo y del ácido sulfúrico.

Se emplea en Química como oxidante; generalmente en vez de este cuerpo aislado se hace uso de una mezcla de bicromato potásico y ácido sulfúrico. También se usa algo en Medicina su disolución.

910. CROMATOS.—Aunque el ácido crómico no ha sido aislado aún, se conocen sus derivados los *cromatos*, que constituyen un género de sales bastante importante. Son amarillos los neutros y rojos los ácidos ó bicromatos; insolubles en el agua excepto los alcalinos y los de estroncio y magnesio. Se preparan por doble descomposición la mayor parte y algunos oxidando á ciertos compuestos de cromo. Se caracterizan los solubles por los precipitados que dan con las sales de plomo y con las mercuriosas; tratados por ácido clorhídrico y una sustancia reductora, como el alcohol, dan líquidos de color verde esmeralda.

Los más importantes son los de potasio y el de plomo.

911. Cromato neutro de potasio (*cromato de potasa*).— CrO_4K_2 .—Cristaliza en el sistema prismático romboidal y es isomorfo con el sulfato neutro de potasio; su color es amarillo de limón y su sabor amargo desagradable; se disuelve mucho en el agua y su disolución es amarilla, siendo tan grande su poder colorante que basta una parte de cromato para dar color amarillo apreciable á 40.000 partes de agua; se funde sin descomponerse; los ácidos, aun los poco enérgicos, le dan color rojo porque le transforman el bicromato; es venenoso.

Se prepara tratando una disolución de bicromato potásico por otra de carbonato potásico; concentrando cristaliza el cromato neutro.

Se emplea en Química como reactivo y en la industria para el estampado de algunas telas y para preparar el cromato de plomo.

912. Bicromato potásico (*dicromato de potasio*).— $\text{Cr}_2\text{O}_7\text{K}_2$.—Cristaliza en prismas oblicuos anhidros, de color rojo anaranjado, muy solubles en el agua y fusibles; sometido á una temperatura muy elevada se descompone en cromato neutro, óxido crómico y oxígeno; es muy oxidante y venenoso, el ácido nítrico le oxida á su vez transformándole en un compuesto que se ha llamado *tricromato* de potasio; el ácido sulfúrico le convierte en sulfato crómico potásico (*alumbre de cromo*); el ácido clorhídrico concentrado le transforma en bicromato de cloruro potásico y en agua; de la misma manera puede obtenerse el bicromato de fluoruro potásico.

Se prepara calentando una mezcla de hierro cromado en polvo, carbonato potásico y nitro; se trata la masa por agua para disolver el cromato neutro que se ha formado y á esta disolución se añade ácido sulfúrico para transformar el cromato en bicromato, que cristaliza por evaporación del líquido.

Se emplea como reactivo, y para preparar muchos cromatos.

913. Cromato de plomo.— CrO_3Pb —Existe en la naturaleza constituyendo el mineral llamado *plomo rojo de Siberia*, que se presenta cristalizado; obtenido artificialmente es un polvo amarillo (*amarillo de cromo*) insoluble en el agua, fusible al rojo y á mayor temperatura se descompone; los reductores se apoderan de su oxígeno; la potasa le disuelve.

Se prepara precipitando una disolución de una sal de plomo (*el acetato*) por otra de cromato potásico.

Se emplea en análisis orgánica y en la pintura con diversos nombres.

Sales de cromo.

914. Sulfato crómico.— $(\text{SO}_4)_2\text{Cr}_2^{\text{VI}}$ —Se conocen dos variedades, como de todas las sales crómicas, una verde y otra violada; la variedad verde es incristalizable, muy soluble en el agua, se disuelve también en el alcohol y la disolución es azul; la variedad violada cristaliza en octaedros regulares, solubles en el agua; una y otra se unen al sulfato potásico para formar el alumbre de cromo.

Se prepara la variedad verde disolviendo el óxido verde de cromo, hidratado, en el ácido sulfúrico diluido; la variedad violeta se produce cuando se abandona durante algún tiempo en un frasco mal cerrado, el óxido de cromo hidratado y seco á 100° , con ocho ó diez partes de ácido sulfúrico, se produce primero la variedad verde pero despues va tomando poco á poco color azulado y se deposita una masa azul verdosa que redissuelta en agua y adicionando alcohol se precipita el sulfato violeta que es insoluble en aquel.

915. Sulfato crómico potásico.—(*alumbre de cromo*)— $(\text{SO}_4)_2\text{Cr}_2^{\text{VI}}, \text{SO}_4\text{K}_2, 24\text{H}_2\text{O}$ —Cristaliza en octaedros regulares de color rojo violado, soluble en el agua; á 60° se transforma en la variedad verde que es incristalizable.

Se prepara tratando una disolución de bicromato potásico por ácido sulfúrico y cuando la masa se ha enfriado se adiciona alcohol poco á poco; pasado algun tiempo se depositan en el seno del líquido cristales octaédricos; si la temperatura se eleva mucho, el líquido toma color verde y tarda muchos dias en cristalizar.

916. Carácterés de las sales crómicas—Son verdes ó violadas. No precipitan por el *ácido clorhídrico*, ni por el *sulfhídrico*; con el *sulfuro amónico* y con los *carbonatos solubles*, dan precipitado verdoso de hidrato de cromo: con la *potasa* dan también precipitado de óxido crómico hidratado, soluble en un exceso de potasa, pero hervida esta disolución vuelve á precipitarse el hidrato de cromo: con el *amoníaco* dan precipitado gris verdoso ó azul violado que se disuelve en un exceso de reactivo y vuelve á precipitarse por la ebullición; por el *sopleta* dá el óxido crómico con el *bórax*, una perla verde esmeralda,

HIERRO.—Fe.

Peso atómico. 56.

917. HISTORIA.—Conocido desde muy antiguo; su conocimiento es sin embargo posterior al de otros metales porque su metalurgia ofrece más dificultades que la de aquellos; se cree que el arte de convertir el hierro en acero y de dar á este el temple que le hace tan estimado para ciertos usos, data de diez siglos antes de la era cristiana, puesto que ya habla Homero de ello en sus escritos.

918. Estado en la naturaleza.—Es uno de los cuerpos más abundantes en la naturaleza; se le halla en estado metálico en los aereolitos, unido al cromo, al níquel y al cobalto; en algunas localidades se le ha hallado acompañando á otras sustancias pero siempre en cantidad pequeña; en combinación forma parte de bastantes minerales, algunos de los cuales constituyen estensas formaciones; los que mas abundan son los óxidos é hidratos, los sulfuros y algunas sales; entre los primeros deben citarse la hematites roja, el óxido magnético, la hematites parda, el hierro oolítico, etc.; entre los segundos, la piritas, que unas veces se presentan solas y otras unidas á las de cobre y á otros minerales; entre las sales, el carbonato ferroso (hierro espático), el silicato, etc.; en el reino vegetal existe también formando diversos compuestos; en el reino animal se le encuentra en la sangre y en casi todos los líquidos y tejidos de nuestra economía; por esta razón se le halla en las cenizas de casi todas las sustancias orgánicas.

919. Propiedades físicas.—El hierro puede cristalizar en cubos ó en octaedros, su color es blanco azulado, asemejándose cuando está muy bruñido, á la plata; su densidad 7,8; cuando está puro es bastante blando, muy tenaz, dúctil y maleable; su estructura es granugienta pero se hace fibrosa por el forjado; el calor rojo continuado, las vibraciones, etc.; transforman al hierro fibroso en granugiento; sometido á la temperatura del rojo se ablanda antes de fundirse y entonces se le puede soldar consigo mismo; se funde á 1500°, es magnético y esta propiedad disminuye en el hierro á medida que se eleva su temperatura, de tal manera, que al rojo ya no es atraído por los imanes.

920. Propiedades químicas.—Los cuerpos halógenos le atacan á temperaturas más ó menos elevadas transformándole en las sales correspondientes; el oxígeno y el aire secos no le alteran á la temperatura ordinaria, á no ser que el metal esté en un estado grande

de división, como el que se obtiene reduciendo un óxido por el hidrógeno á poca temperatura (*hierro pirofórico*), pero á la del rojo arde en el oxígeno puro con intensidad transformándose en óxido ferroso-férrico (fig. 123); en el aire húmedo se cubre el hierro de orín ó



Fig. 123.—Combustión del hierro en el oxígeno.

herrumbe, por lo cual es necesario preservar al que ha de estar expuesto á la acción de la humedad con una sustancia que evite su contacto, como la pintura, alguna grasa ú otros metales, como el zinc (*hierro galvanizado*), el estaño (*hojalata*) (1); con el azufre no se une sino á una temperatura elevada pudiendo arder el hierro en una atmósfera de su vapor; cuando están húmedos y divididos se combinan á la temperatura ordinaria y en uno y otro caso forman sulfuro de hierro; con

los demás metaloides, escepto el hidrógeno y el nitrógeno, se combina generalmente á temperatura elevada; se conocen pocas aleaciones de este metal que se le emplea casi siempre aislado. Los ácidos le atacan formando las sales respectivas, unas veces por sustitución de su hidrógeno que se desprende, otras reduciéndose el ácido por el metal y separándose distintos cuerpos procedentes de dicha reducción y otras, por último, produciéndose por la presencia del ácido la oxidación del hierro cuyo óxido se combina después con aquel; ya se dijo (622) como obra el ácido nítrico sobre este metal; descompone el agua á la temperatura del rojo, formándose óxido ferroso-férrico y desprendiéndose hidrógeno (124).

921. Extracción del hierro.—Los minerales que se utilizan para extraer este metal son sus óxidos anhidros ó hidratados y el carbonato ferroso; su ganga está constituida generalmente por sílice ó si-

(1) La hojalata se prepara limpiando perfectamente las hojas ó láminas de hierro, para lo cual se las sumerge en ácido sulfúrico diluido, que disuelve la capa de óxido que cubre al metal, se las frota despues con arena, se las sumerge en un baño de sebo fundido y después en otro de estaño también fundido, cubierto de sebo; al sacarla de este baño está formada la hojalata; la capa de estaño que cubre al hierro forma con este una verdadera aleación que queda á su vez cubierta por el exceso de estaño puro; si se disuelve este estaño lavando la hojalata con un poco de ácido clorhídrico adicionado de unas gotas de nítrico, queda al descubierto la aleación cristalizada formando aguas, que es lo que constituye lo que se llama *moaré metálico*. La hojalata no se oxida interin no quede el hierro al descubierto pero cuando esto ocurre se oxida mas rápidamente que el hierro solo.

licatos ó por carbonato cálcico, lo cual es necesario tenerlo en cuenta en esta metalurgia.

Dos son los procedimientos que se siguen para extraerle, el de la *forja catalana* y el de los *hornos altos*.

FORJA CATALANA.—Este procedimiento no debe emplearse sino con minerales muy ricos y cuando no se dispone de combustible barato. Se verifica la reducción en una especie de crisol cuadrangular hecho en un macizo de piedras unidas con arcilla, en el que penetra una corriente de aire por una tobera situada en uno de sus lados; se llena aquel de carbón y cuando está bien encendido se va echando más carbón por el lado de la tobera y mineral por el opuesto; se produce anhídrido carbónico que se transforma en óxido de carbono con el exceso de carbón; este gas al atravesar por el óxido de hierro le reduce dejando el metal libre; una parte de dicho óxido se combina con la sílice formando una escoria de silicato ferroso ó aluminico-ferroso, fusible, que no se reduce por el carbón y que produce una pérdida en la cantidad de hierro que debía suministrar el mineral; la masa metálica esponjosa que resulta tiene interpuesta parte de la escoria; se la golpea con un martillo de gran potencia (*martinete*) para reunir las partículas del metal, haciendo salir fuera á aquellas.

HORNOS ALTOS.—Por este procedimiento se pueden explotar toda clase de minerales, porque se evita la pérdida de hierro en las escórias. Los hornos altos (fig. 424) tienen la forma de dos conos truncados unidos por sus bases mayores; por la abertura superior ó *boca* del horno, se van echando capas alternadas de carbón y de mineral triturado y mezclado con una cantidad conveniente de carbonato cálcico (*castina*), si su ganga es silíceo, ó con arcilla ó escorias de fragua, si es caliza; la adición de estas sustancias tiene por objeto que se forme una escoria de silicato doble de aluminio y calcio, en vez de la de silicato ferroso ó aluminico-ferroso que se formaría si no se adicionasen aquellas; por medio de toberas se inyecta el aire destinado á alimentar la combustión; en la parte inferior, donde ésta es mas activa, porque es donde están situadas las toberas, la temperatura es muy elevada y se produce anhídrido carbónico que asciende, y en la porción D mas ancha (*vientres*) del horno se transforma en óxido de carbono por el carbón incandescente; en la parte en que el horno vuelve á ser mas estrecho en la que la temperatura es la del rojo sombra, el óxido de carbono reduce al de hierro formándose una masa esponjosa de hierro metálico que al descender se combina con el carbono, formando la *fundición*; se une también con algo de silicio procedente de la reducción del anhídrido silícico y al mismo tiempo se producen los silicatos que han de constituir las escorias. La masa fundida se va reuniendo en una cavidad C, llamada *crisol*, situada debajo de las toberas, ocupando la parte inferior el metal, que es mas denso, y la superior la escoria, que va saliendo fuera por una abertura colocada convenientemente. Cuando el crisol está lleno de fundición de hierro, se la dá salida recibiendo en moldes de arena abiertos en el suelo en los que se solidifica formando medios cilindros llamados *goas*.

La descripción detallada de los hornos altos y de las reacciones químicas que tienen lugar en las cinco zonas en que se supone dividido su interior, son objeto de las obras de Química aplicada.

La fundición de hierro ó *hierro colado* obtenido en los hornos altos se transforma en hierro dulce, es decir, se *afina*, separando de ella la mayor parte del carbón y el silicio que contiene. Al efecto se la funde debajo de una capa de carbón y de escorias en contacto del aire, agiéndola continuamente para que experimente una oxidación parcial: el carbón se quema formando anhídrido carbónico y el silicio se convierte en anhídrido silícico, que con el óxido de hierro que se ha producido, forma un silicato fusible que se elimina sometiendo la masa, que se ha hecho menos fusible, á la acción de un martillo de gran potencia, para unir las partículas metálicas.

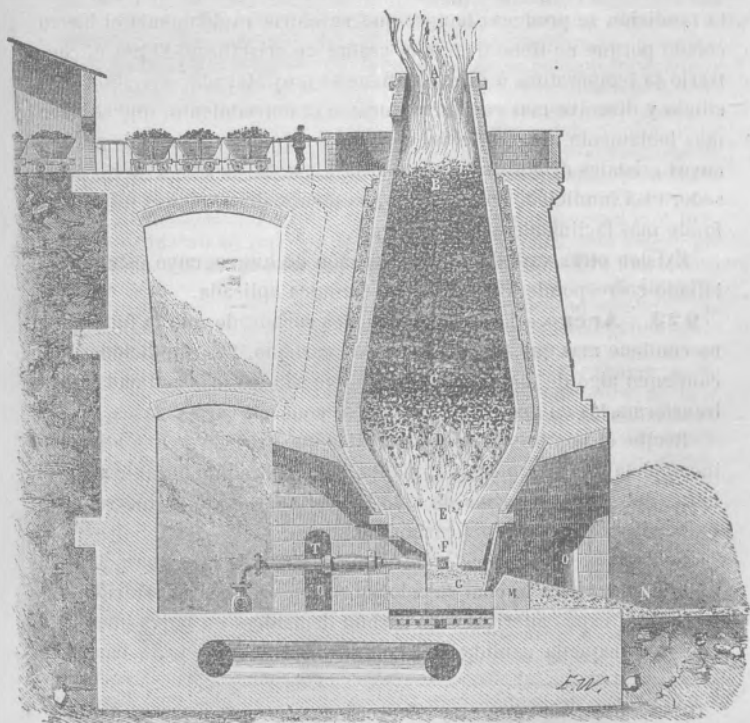


Fig. 124.—Extracción del hierro en los hornos altos.

resultante de la unión del carbono con el hierro en proporciones diversas, que varían entre 2 y 5,5 por $\%$. Contiene además silicio y otros cuerpos extraños que la dan caracteres diferentes de los del hierro puro.

El hierro colado es muy duro, frágil y se funde fácilmente; cuando está fundido y á una temperatura elevada, tiene la propiedad de disolver el carbono, dejándole depositar en forma de cristales de grafito, al enfriarse; el ácido clorhídrico le ataca desprendiéndose hidrógeno carbonado que tiene un olor desagradable.

Cuando la fundición se ha obtenido á una temperatura poco elevada se reduce poco silicio y disuelve poco carbón, resultando la que se llama *blanca*, porque no contiene interpuestos cristales de grafito; esta fundición se produce siempre que se enfría rápidamente el hierro colado porque no tiene tiempo el grafito de cristalizar. Si por el contrario la temperatura á que se obtiene es muy elevada, se reduce mas silicio y disuelve mas carbón y durante el enfriamiento, que se hace mas lentamente, una parte del carbono se separa en estado de grafito, cuyos cristales diseminados en toda la masa la dan un aspecto agriado; esta fundición, llamada *gris*, es menos dura, menos frágil y se funde más fácilmente que la blanca.

Existen otras variedades de fundición de hierro, cuyo estudio detallado corresponde á las obras de Química aplicada.

923. Acero.—Es un hierro menos carburado que la fundición; no contiene mas que 0,7 á 2 por $\%$ de carbono. Las fundiciones que contienen algo de manganeso parece que son las más estimadas para transformarlas en acero (1), del que se conocen varias clases.

Recibe el nombre de *acero natural* el que procede de una afinación incompleta del hierro colado, manteniéndole fundido durante algunas horas debajo de una capa de escorias ricas en óxido de hierro, cuyo oxígeno oxida á parte del carbón de aquel.

Se llama *acero de cementación* el que procede de la carburación del hierro dulce, para lo cual se colocan en cajas hechas con ladrillos refractarios, capas alternadas de carbón de madera en polvo (mezclado con una pequeña cantidad de ceniza y sal común) y de barras de

(1) Según los trabajos de Troost y Hautefeuille el manganeso tiene la propiedad de quitar al hierro las sustancias extrañas porque desprende más calor que este al combinarse con ellas y en la oxidación y escorificación de los compuestos de manganeso que se forman se produce también más calor que en los correspondientes del hierro por lo cual se oxidan y escorifican de preferencia á estos.

hierro; cerradas las cajas se someten al rojo para que el metal se impregne del carbón necesario y se convierta en acero.

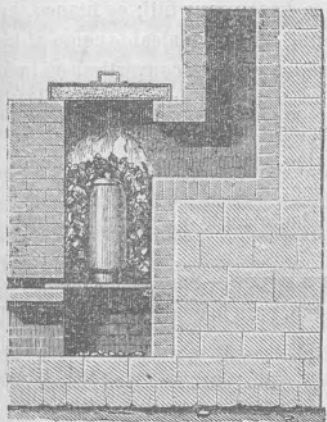


Fig. 125.—Horno de viento para obtener el acero fundido

El *acero fundido*, que es el más estimado por su homogeneidad y por otras cualidades, se obtiene fundiendo el acero de cementación en crisoles colocados en un horno de viento (fig. 125) y vaciándole después en rieleras calentadas de antemano.

126), revestida en su interior de ladrillos refractarios, que puede girar alrededor de un eje y en cuya parte inferior desemboca una tobera

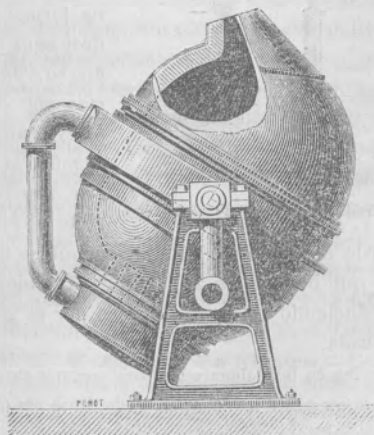


Fig. 126.—Convertidor Bessemer.

Henry Bessemer ingeniero inglés, dió á conocer en 1855 un procedimiento rápido y económico que lleva su nombre, para la fabricación del acero, fundado en dirigir una corriente de aire sobre la fundición en estado líquido para descarbonarla y transformarla en acero, en poco tiempo. Se emplea para ello una vasija ovoidea de palastro, llamada *convertidor*, (figura

126), revestida en su interior de ladrillos refractarios, que puede girar alrededor de un eje y en cuya parte inferior desemboca una tobera por la cual se puede inyectar una corriente de aire muy intensa. Se la llena primero de cok, cuya combustión se activa con la corriente de aire, hasta ponerle al rojo blanco, en cuyo caso se le extrae sustituyéndole por la fundición líquida dando á la vasija la inclinación conveniente para que aquella no penetre en la tobera; el aire inyectado sobre la fundición quema el carbono de esta, una pequeña cantidad de hierro y las demás sustancias extrañas que este puede contener, como el fósforo, el silicio, el aluminio, etc., viéndose salir por el orificio superior del aparato una llama muy intensa cuyo aspecto permite juzgar de la marcha de la operación y del término de esta; según sea su duración (10 á 15 minutos) se producirá acero ó hierro dulce. Parece es más conveniente llegar á obtener este último y añadirle después la cantidad necesaria

de una fundición convenientemente escogida, en estado líquido. Tiene este procedimiento la ventaja de que el acero resulta líquido y se le puede verter enseguida en moldes.

El acero tiene propiedades que le hacen muy útil; es blanco, brillante y susceptible de buen pulimento, dúctil y maleable como el hierro y más fusible que este; es magnético y puede convertirse en imán. Su cualidad más estimada es la de hacerse muy duro, frágil y elástico por el *temple*, que consiste en someterle al rojo y enfriarle después bruscamente; esta cualidad varía algo según sea mayor ó menor la diferencia entre la temperatura á que se le calienta y aquella á que se le enfría; sometido á un enfriamiento lento pierde más ó menos completamente el temple.

924. Obtención del hierro puro.—Se obtiene reduciendo el óxido férrico puro por el hidrógeno, para lo cual se le somete á una

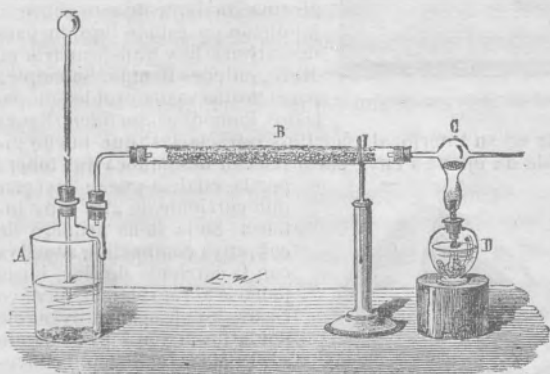


Fig. 127.—Obtención del hierro reducido por el hidrógeno.

corriente de este gas en un tubo de vidrio poco fusible (figura 127) ó de porcelana, formándose agua y hierro reducido por el hidrógeno. El polvo negro resultante es pi-

rofórico (pág. 330), es decir, arde en contacto del aire, cuando se le ha obtenido á una temperatura que no pase de 250° á 300°. También puede obtenerse hierro puro reduciendo el cloruro férrico por el hidrógeno á una temperatura elevada.

925. APLICACIONES.—Se emplea en los laboratorios para preparar ciertos compuestos de hierro y algunas veces como reductor; en Medicina se usa el hierro reducido por el hidrógeno; las aplicaciones de este metal á la industria, á las artes y á la economía doméstica son tan importantes, que se ha dicho con razón que puede apreciarse la cultura de un pueblo por la cantidad de hierro que consume.

Compuestos ferrosos y férricos más importantes.

926. Cloruros de hierro.—El *cloruro ferroso* (Cl_2Fe) es un compuesto que se cree existe en el jugo gástrico; se presenta en forma de escamas cristalinas, nacaradas, muy solubles en el agua dando una disolución verde que concentrada deja depositar cristales prismáticos verdes azulados con 4 moléculas de agua de cristalización; es volátil y se altera rápidamente en el aire. Se prepara anhidro haciendo pasar una corriente de gas ácido clorhídrico por hierro calentado al rojo; el hidratado tratando el hierro por el mismo ácido disuelto en agua.

Se emplea alguna vez en Medicina.

El *cloruro férrico* (Cl_3Fe) cristaliza en láminas pequeñas negras violáceas, con aspecto metálico, de sabor muy astringente, es delicuescente y muy soluble en agua, su disolución tiene color amarillento oscuro y por evaporación espontánea se forman cristales de color amarillento rojizo que contienen 6 moléculas de aquella; es también soluble en el alcohol y en el éter; calentado al rojo, el anhidro se volatiliza y el hidratado se descompone desprendiéndose ácido clorhídrico y dejando un residuo ocráceo de oxiclورو de hierro; sometido a una corriente de vapor de agua se descomponen uno y otro produciéndose ácido clorhídrico y óxido férrico cristalizado.

Se prepara el anhidro haciendo actuar un exceso de cloro sobre tornaduras de hierro calentadas en un tubo de porcelana, ó sobre el cloruro ferroso; el hidratado, disolviendo el anterior en agua ó tratando el óxido ó el hidrato férrico por el ácido clorhídrico.

Se emplea en los laboratorios como reactivo y en Medicina.

927. Yoduros de hierro.—El *ferroso* (I_2Fe) se prepara tratando el hierro por el yodo en presencia del agua; resulta una disolución verde que se enturbia muy pronto en contacto del aire, tomando color amarillento. Se emplea mucho en Medicina.

El *yoduro férrico* (I_3Fe) no tiene importancia.

928. Cianuros de hierro.—Los dos cianuros de hierro correspondientes a los cloruros, no se les conoce aislados, sino unidos entre sí ó con otros, formando cianuros compuestos muy importantes; ya se ha dado á conocer (606) la constitución de estos cuerpos, conocidos entre otros nombres con el genérico de *ferrocianuros*, porque se admite existe en ellos el radical hipotético *ferrocianógeno*, tetradínamo, formado por un átomo didínamo de hierro y seis monodínamos de cianógeno ($\text{Cy}_6\text{Fe}''$)^{iv}. Sus derivados resultarán por lo tanto

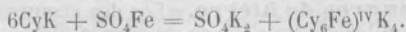
de la saturación de sus 4 dinamicidades por 4 átomos monodinamos ó por una cantidad equivalente de átomos polidinamos.

929. Ácido ferrocianhídrico.— $\text{Cy}_6\text{Fe}''\text{H}_4$.—Descubierto en 1814 por Porret; es blanco nacarado, muy soluble en el agua y en el alcohol, más enérgico que el cianhídrico, no es venenoso; resulta de saturar las cuatro dinamicidades del ferrocianógeno con cuatro átomos de hidrógeno. Se prepara por la acción del hidrógeno sulfurado sobre el ferrocianuro de plomo.

930. Ferrocianuros.— $(\text{Cy}_6\text{Fe}'')\text{M}'_4$.—Se les puede suponer derivados del ácido ferrocianhídrico sustituyendo su hidrógeno por los radicales. Unos son blancos y otros tienen colores característicos: son solubles los alcalinos é insolubles los demás. Los insolubles se preparan por doble descomposición y los alcalinos tratando el ácido ferrocianhídrico ó el azul de Prusia, por los álcalis ó por los carbonatos alcalinos. Se caracterizan los solubles porque con las sales férricas dán precipitado de *azul de Prusia* y con las de cobre le dán de color castaña.

931. Ferrocianuro potásico.—(*cianuro ferroso-potásico: cianuro ó prusiato amarillo*).— $(\text{Cy}_6\text{Fe}'')\text{K}_4$.—Cristaliza en octaedros aplastados de base cuadrada, de color amarillo de limón que contienen 3 moléculas de agua; es soluble en ésta é insoluble en el alcohol; á 100° pierde el agua de cristalización quedando reducido á un polvo blanco; al rojo se descompone en cianuro potásico y carburo de hierro (**675**); el cloro le transforma en ferricianuro de potasio; los oxidantes, como el bióxido de manganeso, le transforman en cianato y el azufre en sulfocianato; con el ácido sulfúrico concentrado desprende óxido de carbono y con el diluido, ácido cianhídrico (**603**); el ácido nítrico le convierte en nitroprusiato.

Se prepara calcinando al rojo sombra una mezcla de sustancias nitrogenadas (sangre, trozos de cuero, de cuerno, etc.) y de carbonato potásico; se trata después la masa por agua caliente para que se disuelva el cianuro potásico que se ha formado y la disolución se hace hervir con hierro en presencia del aire, para que absorbiendo oxígeno se forme potasa y ferrocianuro potásico, que concentrando los líquidos cristaliza; también se la puede tratar por sulfato ferroso, en cuyo caso se forma sulfato y ferrocianuro potásicos:



En Química se emplea como reactivo y para preparar el cianuro y sulfocianato potásicos y otros ferrocianuros; en las artes y en la industria tiene muchos usos.

932. Ferrocianuros de hierro.—Se conocen el *ferrocianuro férrico* y el *ferrocianuro ferroso-potásico*. El primero es el cuerpo conocido con el nombre de *azul de Prusia* $((\text{Cy}_6\text{Fe})_32\text{Fe}_2, 18\text{H}_2\text{O})$; es

el precipitado azul oscuro que se forma cuando se trata una disolución de ferrocianuro potásico por otra de una sal férrica:



Cuando se deseca este precipitado se presenta en masas sólidas de color azul con reflejos cobrizos, insoluble en el agua, en el alcohol y en los ácidos débiles, soluble en el ácido oxálico cuya disolución se utiliza como tinta azul; el calor le descompone dejando un residuo de óxido férrico. Puede unirse con el ferrocianuro potásico para formar un *ferrocianuro férrico potásico* (azul de Prusia soluble).

Tiene aplicaciones en las artes y en la industria.

El *ferrocianuro ferroso-potásico* $(\text{Cy}_6\text{Fe}^{\text{II}})\text{Fe}^{\text{II}}\text{K}_2$ es el precipitado blanco que se forma cuando se trata una sal ferrosa por el ferrocianuro potásico; es muy inestable transformándose enseguida en azul de Prusia, en contacto del oxígeno del aire.

933. Ferrocianuro potásico.—(*cianuro ó prusiato rojo*).— $(\text{Cy}_{12}\text{Fe}_2)^{\text{VI}}\text{K}_6$.—Descubierto por Gmelin (*sal de Gmelin*). Cristaliza en prismas romboidales oblicuos alargados, de color rojo de jacinto, soluble en agua é insoluble en alcohol, el calor le descompone, dá con las sales ferrosas un precipitado azul (*azul de Turnbull*) cuya composición es $(\text{Cy}_{12}\text{Fe}_2)^{\text{VI}}\text{Fe}^{\text{II}}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

Se prepara tratando la disolución de ferrocianuro potásico por el cloro hasta que tome color pardo verdoso; concentrándola después cristaliza el ferricianuro potásico:



Se emplea en los laboratorios como reactivo.

Los demás *ferricianuros* son poco interesantes.

ÁCIDO FERRICIANHÍDRICO.— $(\text{Cy}_{12}\text{Fe}_2)^{\text{VI}}\text{H}_6$.—Así como los ferrocianuros se les supone derivados del ácido ferrocianhídrico, á los ferricianuros se les supone á su vez derivados del ácido ferricianhídrico sustituyendo su hidrógeno por los metales. Este ácido es bastante enérgico, puede llegar á cristalizar en pajitas evaporando sus disoluciones en el vacío. Se le prepara tratando el ferricianuro de plomo por el gas sulfhídrico ó una disolución de ferricianuro potásico por el ácido hidrofusilíceo ó el ácido ferrocianhídrico por el bromo, en cuyo caso queda mezclado con ácido bromhídrico. Tiene poca importancia.

934. Nitroprusiats ó nitroferrocianuros.—Se les supone derivados del ácido nitroferricianhídrico $(\text{Cy}_{10}\text{Fe}_2(\text{NO})_2\text{H}_4)$ y éste á su vez resulta de la acción del óxido nítrico sobre el ácido ferricianhídrico. El más importante de todos es el *nitroprusiato* ó *nitroferrocianuro sódico* que se forma; cuando se trata el ferrocianuro potásico por el ácido nítrico y el carbonato sódico; se obtienen unos cristales rojos cuya fórmula será $\text{Cy}_{10}\text{Fe}_2(\text{NO})_2\text{Na}_4$; es el mejor reactivo de los sulfuros solubles, con los que produce una bonita coloración violada, mientras que no la dá con el ácido sulfhídrico.

935. Óxidos de hierro.—Son tres, el *ferroso*, el *férrico* y el *ferroso-férrico*. Se ha indicado además la existencia de un *ácido férrico* (FeO_4H_2) que no ha sido aislado, así como tampoco su anhídrido, conociéndose únicamente algunos *ferratos* de la fórmula FeO_4M_2 poco

importantes. Algunos de estos óxidos forman uniéndose al agua, los hidratos correspondientes.

936. Óxido ferroso.— FeO .—Es un polvo negro cuando está anhidro, combustible por la acción del calor transformándose en óxido ferroso-férrico; hidratado es blanco, muy inestable, tomando en contacto del aire color verdoso súcio que termina por ser ocráceo; el calor le descompone; forma con los ácidos las sales ferrosas. Se prepara el anhidro calentando el óxido férrico en una mezcla gaseosa formada por partes iguales de anhídrido y óxido carbónicos; el hidratado precipitando una sal ferrosa por un álcali.

937. Óxido férrico.— Fe_2O_3 .—Se encuentra en la naturaleza (*oligisto, hematites roja, hierro especular*). Cristaliza en romboedros agudos, otras veces se presenta amorfo; su color varía desde el rojo pardo al rojo violáceo; calentado en el aire al rojo intenso se transforma en óxido ferroso-férrico; los ácidos le atacan fácilmente cuando ha sido poco calcinado, pero con dificultad si lo ha sido mucho; forma con el agua varios *hidratos férricos*, de color ocráceo, que pueden suponerse derivados del hidrato normal ($\text{Fe}_2\text{O}_3\text{H}_6$) separándose una ó más moléculas de agua; algunos de estos existen en la naturaleza formando distintas sustancias minerales, como la hematites parda, la herrumbre, la gæthita, etc.

Se conoce una variedad de hidrato férrico soluble; se forma sometiendo á la dialisis el acetato de hierro que se descompone pasando el ácido acético á través de la membrana y quedando sobre esta el hidrato férrico soluble; también puede obtenerse por la dialisis del cloruro férrico ó cuando se calienta á 70° una disolución muy diluida de dicho cloruro.

Se prepara el óxido férrico anhidro y amorfo (*cólcotar*) calcinando el sulfato ferroso (**295**); el hidratado, precipitando una sal férrica por un álcali, con tal que á dicha sal no se la haya adicionado algún ácido orgánico, como el tartárico, pues en este caso no se forma precipitado.

Las variedades naturales de óxido férrico se emplean para la extracción del hierro, algunas para la pintura y el cólcotar para el bruñido de algunos metales.

938. Óxido ferroso-férrico.—(*óxido magnético de hierro, piedra iman*) Fe_3O_4 .—Existe en la naturaleza cristalizado en octaedros regulares; también se le halla amorfo. Tiene color pardo oscuro y su polvo es casi negro; es magnético, si bien le hay que carece de esta propiedad; se funde sin descomponerse. Se prepara haciendo arder el

hierro en el oxígeno (184) y también haciendo actuar el vapor de agua sobre el hierro al rojo (124): se obtiene una variedad de este óxido de hierro, llamado *etiope marcial*, oxidando el hierro en limaduras, humedecido con agua, en contacto del aire.

Se le emplea para la extracción del hierro porque es el mineral de este metal que se encuentra más puro, dando aceros de excelente calidad,

939. Sulfuro ferroso.— SFe .—Se halla en muchas piedras meteóricas, en algunas hullas y formando parte de ciertas piritas. Se presenta en masas cristalinas negruzcas, con irisaciones metálicas; es fusible é inalterable por la acción del calor solo; tampoco se altera en el aire seco á la temperatura ordinaria, pero si en el húmedo, transformándose en sulfato ferroso; á una temperatura elevada se quema su azufre desprendiéndose gas sulfuroso y dejando como residuo óxido férrico; tratado por los ácidos, desprende gas sulfhídrico (234). Se prepara tratando el hierro al rojo por el azufre; la masa fundida se vierte en rieleras ó sobre una plancha metálica; también se forma precipitando una sal ferrosa por la disolución de un sulfuro.

Se emplea en los laboratorios para preparar el hidrógeno sulfurado.

Se conocen además el *sexquisulfuro* de hierro (S_5Fe_2), el *bisulfuro* (S_2Fe) que constituye las piritas amarilla y blanca y un *sulfuro ferroso-férrico* ó *pirita magnética* (S_4Fe_3) que son menos importantes.

940. Sulfato ferroso — $\text{SO}_4\text{Fe}''$.—Cristaliza en prismas romboidales oblicuos, que contienen 7 moléculas de agua ($\text{SO}_4\text{Fe}'' \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) de color verde (*caparrosa* ó *vitriolo verde*), de sabor estíptico muy marcado, soluble en el agua, más en la caliente, insoluble en el alcohol; á la temperatura ordinaria pierde parte de su agua de cristalización, efloresciéndose, y sus cristales se cubren de un polvo blanco; á 100° no retiene mas que una molécula de agua, la que pierde á 300° convirtiéndose en un polvo blanco; á mayor temperatura se descompone desprendiendo gas sulfuroso, anhídrido sulfúrico y dejando como residuo óxido férrico (*cólcotar*); en contacto del aire se altera pronto formándose un sulfato férrico básico; para evitar esta oxidación es por lo que debe conservarse al abrigo del aire, en frascos completamente llenos y bien cerrados ó teniendo los cristales dentro de espíritu de vino ó entre azúcar; el cloro también le oxida rápidamente convirtiéndole en sulfato férrico; absorbe el óxido nítrico tomando una coloración café oscura ó solo rosada si el óxido nítrico actúa en pequeña cantidad.

Se prepara sometiendo á la oxidación en el aire húmedo el sulfuro

ferroso ó algunas piritas de hierro; también se prepara disolviendo en el ácido sulfúrico diluido el hierro metálico.

Se emplea en Medicina, en la industria para fabricar el ácido sulfúrico fumante y el cóltotar; para preparar las tintas ordinarias de escribir, en tintorería para preparar varios colores, sobre todo los negros; para la preparación del azul de Prusia, de las cubas de añil, etc.

941. Sulfato férrico.— $(\text{SO}_4)_3\text{Fe}_2$.—Se presenta en masas blancas ligeramente amarillentas, solubles en el agua, de cuya disolución, que es de color amarillo oscuro, se deposita en cristales amarillentos y delicuescentes; forma varios sulfatos férricos básicos insolubles, uniéndose al hidrato férrico, y con los sulfatos alcalinos constituye los *alumbres de hierro* de los que el mas importante es el sulfato férrico-potásico $((\text{SO}_4)_3\text{Fe}_2, \text{SO}_4\text{K}_2, 24\text{H}_2\text{O})$ que cristaliza en octaedros violados.

Se prepara el sulfato férrico disolviendo el hidrato en ácido sulfúrico ó tratando el sulfato ferroso por una mezcla de los ácidos nítrico y sulfúrico.

Se emplea para coagular la sangre en los mataderos y utilizarla después como abono.

Se conocen los *nitratos ferroso y férrico*, varios *fosfatos*, *arseniatos* y *arsenitos ferrosos y férricos*; algunas de estas sales se usan en Medicina, pero por lo demás son poco importantes.

942. Carbonato ferroso.— CO_3Fe .—Existe en la naturaleza (*hierro espático*) acompañado generalmente de otros carbonatos y en disolución en algunas aguas llamadas ferruginosas carbonatadas; cristaliza en romboedros como el espato de Islandia, su color es amarillento y á veces pardo muy oscuro; cuando se le obtiene amorfo es un polvo blanco que se altera rápidamente en contacto del aire, desprendiendo anhídrido carbónico y transformándose en hidrato férrico; es insoluble en agua, pero se disuelve en ella cuando contiene un exceso de ácido carbónico. Se prepara precipitando una sal ferrosa por un carbonato alcalino.

943. Caracteres de las sales ferrosas y férricas.—Las *ferrosas* son de color verde azulado y las *férricas*, amarillas ó amarillo-rojizas; tienen sabor astringente estíptico.

No precipitan con el *ácido clorhídrico*; las *férricas* dan, cuando se pasa por sus disoluciones *hidrógeno sulfurado*, un enturbiamiento blanco amarillento de azufre; las *ferrosas* no se alteran: con el *sulfuro amónico* dan unas y otras, precipitado negro de sulfuro de hierro, insoluble en un exceso de reactivo: con los *carbonatos solubles* producen las *ferrosas* precipitado blanco de carbonato ferroso y las *férricas* no dan carbonato férrico, si no un precipitado ocráceo de hidrato férrico, con desprendimiento de anhídrido carbónico: con los *alcalis* dan las *ferrosas* precipitado blanco de hidrato ferroso que inmediatamente toma color verdoso súcio, que después pasa á ocráceo (en presencia del cloruro amónico no precipitan

las ferrosas, como las de magnesio, por el amoniaco); las *féricas* le dan ocráceo de hidrato férrico: con el *ferrocianuro potásico* precipitan las *ferrosas* en blanco que pasa á azul, las *féricas* dan precipitado de azul de Prusia; con el *ferricianuro potásico*, las *ferrosas* producen precipitado azul y las *féricas* solamente dan una coloración verdosa: con el *sulfocianato potásico* no se alteran las *ferrosas* y las *féricas* toman color rojo de sangre: con el *ácido tánico*, las *ferrosas* no se alteran al pronto pero en presencia del aire toman color negro: las *féricas* dan precipitado negro de tanato férrico (tinta).

MANGANESO.—Mn.

Peso atómico. 55.

944. HISTORIA Y ESTADO EN LA NATURALEZA.—Scheele en 1774 fué el primero que indicó la existencia de este metal en la manganesa y al poco tiempo Gahn demostró que de esta tierra podía extraerse un metal que se llamó primero *magnesio* y después *manganesio*, *manganeso* ó *manganio*, como dicen los químicos alemanes. No se le encuentra libre en la naturaleza pero son numerosos sus compuestos, entre los que debe citarse el bióxido (*manganesa*). En las cenizas de casi todos los vegetales y de los tejidos animales existe el manganeso en pequeña cantidad acompañando al hierro.

945. Propiedades.—Es gris blanquecino, tiene poco brillo, muy duro y frágil y de textura granugienta, su densidad 7,20, casi tan infusible como el platino, se altera en el aire húmedo tomando color parduzco, descompone el agua á 100° desprendiendo hidrógeno; forma compuestos manganosos y mangánicos.

946. Extracción.—Se le obtiene reduciendo el óxido manganeso-mangánico, ó el carbonato manganeso, por el carbón de azúcar á una temperatura muy elevada, en un crisol de cal viva.

947. APLICACIONES.—No las tiene aislado; en unión del hierro dá los llamados hierros manganíferos que ofrecen grandes ventajas en la fabricación del acero y que se obtienen reduciendo por el carbón mezclas de minerales de hierro y de óxidos de manganeso.

Compuestos manganosos y mangánicos más importantes.

948. Cloruros de manganeso.—El *cloruro manganeso* (Cl_2Mn) cristaliza en tablas cuadradas que contienen cuatro moléculas de agua, su color es rosado, muy soluble en el agua y algo en el alcohol de cuya disolución puede cristalizar con dos moléculas de dicho cuerpo, el calor le deshidrata y le funde sin descomponerle si se evita el contacto del aire. Se prepara tratando un óxido de manganeso por el ácido clorhídrico; se utiliza para preparar este cuerpo el residuo de la obtención del cloro (134) purificándole.

Se conoce un *cloruro mangánico* (Cl_6Mn_2) que se produce tratando el hidrato mangánico por el ácido clorhídrico; es muy inestable.

Se ha indicado además la existencia de un tetracloruro de manganeso.

949. Óxidos de manganeso.—Se conocen los siguientes:

Óxido manganeso.	MnO
» mangánico ó sexquíóxido de manganeso.	Mn_2O_3
» manganeso-mangánico	Mn_3O_4
Bióxido de manganeso.	MnO_2
Anhidrido mangánico (no aislado aun).	MnO_3
» permangánico.	Mn_2O_7

Los dos anhidridos forman los ácidos correspondientes, que son:

Acido mangánico (no aislado aun).	MnO_4H_2
» permangánico.	$\text{MnO}_4\text{H} = \text{Mn}_2\text{O}_8\text{H}_2$

950. Óxido manganeso ó protóxido de manganeso.—

MnO .—Es un polvo verde que puede cristalizar en octaedros del mismo color, arde cuando se le calienta en el aire, transformándose en óxido manganeso-mangánico, forma un hidrato (MnO_2H_2), que se produce cuando se precipita una sal manganesa por un álcali; es blanco, insoluble en el agua y se altera enseguida en el aire tomando color pardo, porque pasa á hidrato mangánico.

Se prepara el protóxido reduciendo algunos de los otros óxidos ó el carbonato manganeso, por el hidrógeno.

951. Óxido mangánico ó sexquíóxido de manganeso.

Mn_2O_3 .—Existe en la naturaleza cristalizado (*braunita*), siendo isomorfo con la alúmina y el óxido férrico; es muy inestable, forma un hidrato mangánico ($\text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Mn}_2\text{O}_4\text{H}_2$) de color pardo oscuro que se halla cristalizado en la naturaleza (*acerdesa*) y que se produce cuando se precipita una sal mangánica por un álcali ó cuando se expone el hidrato manganeso al aire.

Se prepara el sexquíóxido calcinando el bióxido al rojo sombra.

952. Óxido manganeso-mangánico (óxido rojo ó magnético de manganeso).— Mn_3O_4 .—Es conocido por los mineralogistas con el nombre de *hausmanita*: cristaliza en octaedros isomorfos con los del óxido magnético de hierro, se presenta también amorfo, de color rojo parduzco. Se produce siempre que se calcinan á temperatura elevada los demás óxidos.

953. Bióxido de manganeso.— MnO_2 .—Es muy abundante en la naturaleza, constituyendo la *pirolusita*. Cristaliza en prismas rectos romboidales de color negro con brillo acerado, se presenta también en un polvo amorfo negro, es insoluble en el agua, el calor le hace perder parte de su oxígeno transformándole en sexquíóxido ó en óxido rojo, según la temperatura (**186**); calentado con ácido clorhídrico desprende cloro y se forma cloruro manganesoso, con el ácido sulfúrico se transforma en sulfato manganesoso con desprendimiento de oxígeno, calentado con los álcalis fijos en presencia del aire produce

manganatos (pág. 123), es por lo tanto un óxido singular (637); sin embargo, forma con el ácido sulfúrico un compuesto cuya fórmula es SO_3MnO_2 , y con la barita, la cal y la magnesia se une también formando compuestos llamados *manganitos*. Se forma un hidrato de este bióxido, de color pardo oscuro, cuando se hace pasar cloro en exceso por agua que tenga en suspensión hidrato ó carbonato manganosos.

Se le prepara puro y anhidro sometiendo gradualmente hasta 155° una disolución concentrada de nitrato manganoso, se desprenden vapores nitrosos y se deposita una sustancia de color pardo negruzco que es el bióxido de manganeso. En la mayor parte de sus aplicaciones se emplea la manganesa natural purificada, para lo cual se la calienta con agua acidulada por el ácido clorhídrico y se la lava después perfectamente con agua común primero y con destilada después.

Tiene este cuerpo muchas aplicaciones; en los laboratorios para obtener el oxígeno, el cloro, etc.; en la industria para quitar el color al vidrio (*jabón de vidrieros*), para hacer secantes los aceites empleados en la pintura, para la obtención de hierros manganíferos etc.

954. Manganatos-Manganato potásico.— MnO_4K_2 .—Ya se ha dicho (949) que no se han aislado el anhídrido mangánico ni el ácido mangánico; se conocen algunos derivados de este ó sean los *manganatos* cuya fórmula general es $\text{MnO}_4\text{M}'_2$ de los que los solubles dan disoluciones verdes, que hervidas cambian de color porque pasan á permanganatos; los cuerpos reductores como el hidrógeno sulfurado, el gas sulfuroso, las sales ferrosas, las materias orgánicas, etc. les descoloran rápidamente. De todos ellos el único interesante es el potásico.

El *manganato potásico* cristaliza en prismas de color verde oscuro, isomorfos con los del sulfato potásico y muy delicuescentes; sus disoluciones acuosas verdes cuando se las adiciona mucha agua van adquiriendo coloración azul, violada y por último purpúrea, se separan hidrato potásico y de bióxido de manganeso transformándose en permanganato; si á este se le adiciona potasa vuelve á adquirir el color verde; estos cambios de color han motivado la denominación de *camaleón mineral* que se dá al manganato potásico; es un cuerpo muy oxidante; los ácidos le transforman rápidamente en permanganato.

Se prepara calentando al rojo en presencia del aire una mezcla de bióxido de manganeso y de potasa cáustica; se produce una masa negra formada por manganato potásico y sexquíóxido de manganeso, que tratada por agua se disuelve el manganato; concentrando la disolución en el vacío se depositan cristales que se escurren sobre porcelana sin barnizar. Si la manganesa y la potasa se calientan en presencia de un cuerpo oxidante, como el clorato ó el nitrato potásicos, se obtiene más manganato.

955. Anhídrido permangánico.— Mn_2O_7 .—Es un líquido espeso de color verdoso oscuro, tiene un olor que recuerda el del ozono,

muy soluble en el agua á la que da un color violado purpúreo, atrae el vapor acuoso de la atmósfera, se disuelve también en el ácido sulfúrico, el calor le descompone y á 65° detona, apesar de lo cual se le puede destilar. Se le prepara echando poco á poco permanganato potásico en polvo sobre ácido sulfúrico de 66°, enfriado á -20°; aparecen unas gotas oleaginosas que son de anhídrido permangánico.

956. Ácido permangánico.— $\text{MnO}_4\text{H}=\text{Mn}_2\text{O}_8\text{H}_2$ —*Permanganatos*— $\text{MnO}_4\text{M}'=\text{Mn}_2\text{O}_8\text{M}_2$ —El ácido no se le conoce mas que en disolución acuosa que es de color violado purpúreo, esta disolución se altera con mucha facilidad por la acción del calor, de la luz y de todos los cuerpos ávidos de oxígeno; es un cuerpo muy oxidante que se transforma con rapidez en hidrato mangánico desprendiendo cuatro átomos de oxígeno. Este ácido corresponde por su fórmula al ácido perclórico y como éste es monobásico. Se prepara tratando el permanganato bórico por el ácido sulfúrico.

Los *permanganatos* solubles dan disoluciones de color purpúreo violado semejantes á la del ácido permangánico; estas disoluciones no se alteran cuando se las hierva; todos ellos son oxidantes enérgicos. Los pocos que se conocen se preparan de una manera análoga que el permanganato potásico, único que tiene importancia.

957. Permanganato potásico.— MnO_4K ó $\text{Mn}_2\text{O}_8\text{K}_2$.—Cristaliza en agujas de color pardo oscuro con reflejos metálicos; se disuelve en agua sin alterarse y la disolución es de un magnífico color purpúreo intenso; es un oxidante enérgico, sobre todo cuando se le mezcla con ácido sulfúrico, de tal manera que produce la combustión de muchas sustancias hasta con explosión (191); sus disoluciones son descoloradas por todos los cuerpos reductores como el gas sulfuroso, las sales ferrosas, las materias orgánicas, etc.; de estos hechos se sacan aplicaciones muy interesantes en análisis química y en Medicina.

Se prepara calentando en un crisol de hierro una mezcla de 4 partes de manganesa en polvo fino, 3 $\frac{1}{2}$ de clorato potásico y 5 de potasa cáustica disuelta en muy poca agua; se remueve la masa continuamente hasta que esté bien seca y se eleva á la temperatura al rojo sombra; después de fria se la pulveriza y trata por 200 partes de agua hirviendo; el líquido toma color purpúreo, se le deja en reposo, decanta y neutraliza por un ácido diluido y se le evapora á poca temperatura dejando depositar cristales que se desecan sobre ladrillos.

Se emplea en Química como reactivo y en Medicina; sus aplicaciones son siempre como oxidante enérgico.

958. Sulfuro de manganeso.— SMn .—El anhídrido se presenta en masas cristalinas de color gris oscuro con brillo acerado, que dá un polvo gris verdoso; el hidratado es de color de carne, que se vuelve pardo muy pronto en contacto del aire; no se disuelve en el agua pero sí en los ácidos, con desprendimiento de gas sulfhídrico. Se pre-

para anhidro por la acción del calor sobre el hidratado ó fundiendo una mezcla de azufre y de bióxido de manganeso; el hidratado precipitando una sal manganosa por un sulfuro soluble.

959. Sulfato manganoso— $\text{SO}_4\text{Mn}''$.—Cristaliza á 6° en prismas romboidales oblicuos que contienen siete moléculas de agua, como los del sulfato ferroso con quien es isomorfo, de 7° á 20° los cristales de esta sal no contienen mas que cinco moléculas de agua y son isomorfos con los del sulfato cúprico, á mayores temperaturas cristaliza sólo con cuatro ó con tres moléculas; su color es rosado, tanto más intenso, cuanto mayor es la cantidad de agua de cristalización que contiene, es muy soluble pero menos á la temperatura de la ebullición que á otras inferiores, á 200° pierde toda el agua y queda un polvo blanco, que resiste mucho el calor sin descomponerse.

Se prepara tratando el óxido ó el carbonato manganosos ó el bióxido de manganeso por el ácido sulfúrico y concentrando la disolución.

El *sulfato mangánico* ($(\text{SO}_4)_5\text{Mn}_2^{\text{VI}}$) se forma cuando se trata el hidrato mangánico por ácido sulfúrico; es de color oscuro y dá disoluciones rojas; con los sulfatos alcalinos forma alumbres.

El *hiposulfato ó ditionato manganoso* se produce cuando se hace pasar gas sulfuroso por agua que tenga en suspensión bióxido de manganeso en polvo (311).

960 Carbonato manganoso.— $\text{CO}_3\text{Mn}''$.—Existe en la naturaleza unido á los de magnesio y ferroso, con los que es isomorfo. El artificial es un polvo blanco, ligeramente rosado, insoluble en el agua, á no ser que contenga ácido carbónico, el calor le descompone desprendiendo anhídrido carbónico y transformándole en óxido manganoso-mangánico. Se prepara precipitando una sal manganosa por un carbonato soluble; generalmente se utilizan para prepararle los residuos de la obtención del cloro.

961. Caracteres de las sales de manganeso.—Las *manganosas* son incoloras ó de color rosado; las *mangánicas* son pardo-rojizas ó violadas. Ni unas ni otras precipitan por el *ácido clorhídrico*; con el *sulfhídrico* las *manganosas* no se alteran y las *mangánicas* dan precipitado de azufre, pasando á manganosas: con los *sulfuros solubles* las *manganosas* producen precipitado de sulfuro manganoso de color de carne, característico, y las *mangánicas* dan una mezcla de azufre y de sulfuro de manganeso; con los *carbonatos alcalinos*, las *manganosas* precipitado blanco de carbonato manganoso y las *mangánicas*, precipitado pardo de hidrato mangánico, con desprendimiento de anhídrido carbónico: con los *álcalis* precipitado blanco las *manganosas* y pardo las *mangánicas*, de los hidratos respectivos. Calentado en una cucharilla de platino un compuesto de manganeso con *carbonato sódico* y *nitro*, se forma manganato, de color verde: con el *bióxido de plomo* y el *ácido nítrico* dan los óxidos de manganeso y algunas sales, un líquido purpúreo debido al ácido permangánico que se ha formado, esta reacción es tan sensible que permite reconocer una diezmilésima de manganeso; al *soplete* con el *borax*, dan una perla amatista.

NIQUEL.—Ni.

Peso atómico. . . . 58,7.

962. HISTORIA Y ESTADO EN LA NATURALEZA.—Descubierto por el mineralogista sueco Cronstedt en 1754, en el sulfo-arseniuro de níquel (*kupfer-niquel*); existe además en otros minerales, generalmente asociado al cobalto y al hierro.

963. Propiedades.—Este metal, parecido al hierro por sus propiedades físicas, es de color blanco argentino, muy duro, más tenaz que el hierro, dúctil y maleable, su densidad varía desde 8,3 á 8,8 cuando ha sido muy forjado, es magnético pero menos que el hierro y deja de serlo á 250°; se funde á 1000°, se combina directamente con el cloro al rojo oscuro desarrollándose 37,3 calorías; á la temperatura ordinaria no se altera en el aire, arde como el hierro en el oxígeno puro, con el carbón á temperatura elevada se combina y forma una especie de fundición; los ácidos clorhídrico y sulfúrico le atacan lentamente, el nítrico le disuelve con rapidez y puede hacerse pasivo como el hierro, en dicho ácido concentrado.

964. Extracción.—En la industria se extrae este metal del *kupfernikel* ó del compuesto de azufre, arsénico, cobre, hierro y níquel, llamado *speiss*, que queda en el fondo del crisol cuando se obtiene el esmalte azul con minerales de cobalto y níquel; tostado y fundido varias veces van separándose de él el azufre, el arsénico y gran parte del hierro, quedando el níquel metálico, aleado á un poco de cobre, que puede utilizarse para la mayor parte de sus aplicaciones.

En los laboratorios se le obtiene puro reduciendo el óxido de níquel por el carbón en un crisol brascado, ó calcinando el oxalato de níquel que desprende anhídrido carbónico y deja el níquel metálico.

965. APLICACIONES.—Se emplea para formar ciertas aleaciones, como por ejemplo el *maillechort* ó *packfong*, formada por 50 partes de cobre, 25 de níquel y 25 de zinc; hoy sirve también para cubrir el hierro y otros metales oxidables de una capa delgada de níquel, por vía galvánica (*niquelado*).

Compuestos más importantes que forma el níquel.

966. Cloruro de níquel.— Cl_2Ni .—Cristaliza en escamas de color amarillo de oro, untuosas al tacto, solubles en el agua aunque con lentitud; su disolución es verde y concentrada deja depositar cristales prismáticos cuadrangulares, verdes y delicuescentes, que contienen seis moléculas de agua y que constituyen el cloruro hidratado; el anhidro es volátil y absorbe el gas amoníaco. Se prepara haciendo actuar directamente el cloro sobre limaduras de níquel al rojo oscuro; el hidratado disolviendo el anhidro en agua ó tratando el níquel por el agua régia.

967. Óxidos y sulfuros de níquel.—El *protóxido* (NiO)

existe en la naturaleza cristalizado (*bunsenita*); amorfo es un polvo gris ceniciento que se produce cuando se calcinan el nitrato ó el carbonato de níquel. Forma un hidrato (NiO_2H_2) que es el precipitado verde manzana que se obtiene tratando una sal de níquel por la potasa ó la sosa, soluble en el amoníaco dando un líquido azul violáceo.

El *sexquióxido* (Ni_2O_3) es negro, calentado fuertemente desprende oxígeno y se transforma en protóxido, tratado por el ácido clorhídrico forma cloruro de níquel con desprendimiento de cloro. Se prepara calcinando moderadamente el nitrato de níquel; haciendo actuar el cloro sobre el protóxido hidratado y en suspensión en el agua se forma un polvo azul oscuro, casi negro, que es el hidrato del *sexquióxido*.

Según Baubigny existe un *óxido níqueloso-niquélico* ú *óxido magnético de níquel* (Ni_2O_4) que se produce cuando actúa el oxígeno á 440° sobre el níquel metálico ó sobre su cloruro.

Los *sulfuros de níquel* se producen cuando se calienta el metal con el azufre al rojo sombra, reduciendo el sulfato por el carbón ó precipitando una sal de níquel por un sulfuro soluble.

968 Sulfato de níquel.— SO_4Ni .—Es sólido, amarillo claro, soluble dando una disolución verde esmeralda que concentrada deja depositar cristales prismáticos rectos romboidales, que contienen siete moléculas de agua, verdes é isomorfos con los del sulfato de magnesio; puede cristalizar con menos agua á temperaturas más elevadas; se descompone al rojo; forma con el sulfato amónico un sulfato doble, que por electrolisis deja depositar níquel metálico, por lo que se le emplea para el níquelado. Se prepara tratando el carbonato por el ácido sulfúrico.

969. Caracteres de las sales de níquel.—Anhidras son amarillas; las hidratadas, verde esmeralda; su sabor es azucarado al pronto y es tóxico después; son venenosas. No precipitan por el *ácido clorhídrico*, ni por el *sulfhídrico* las disoluciones ácidas: con el *sulfuro amónico* dán precipitado negro de sulfuro de níquel, algo soluble en un exceso de reactivo: con los *carbonatos solubles*, precipitado verde de carbonato de níquel: con la *potasa* ó la *sosa*, le dán verde manzana de protóxido de níquel hidratado: con el *carbonato amónico* y con el *amoníaco*, precipitado verde soluble en un exceso de reactivo, dando un líquido azul violado: con el *ferrocianuro potásico*, precipitado blanco verdoso de ferrocianuro de níquel.

COBALTO.—Co.

Peso atómico. 58,7.

970. HISTORIA Y ESTADO EN LA NATURALEZA.—Brand fué el primero que en 1733 designó á este cuerpo como un metal particular; su nombre viene de *cobold* ó *cobalus*, denominación que daban los mineros de la edad media á las minas de cobalto. Se le encuentra formando sulfuros, arseniuros y sulfoarseniuros, de los que es notable el llamado *cobalto gris*, porque no contiene níquel; también se le halla en los aereolitos.

971. Propiedades.—Blanco argentino, tenáz, dúctil y maleable, su densidad 8,7, es magnético, se funde á 1600°, el aire no le altera á la temperatura ordinaria, pero al rojo le oxida; los ácidos le atacan con lentitud, escepto el ácido nítrico que le disuelve con rapidéz, se hace también pasivo en este ácido; forma compuestos *cobaltosos* y *cobálticos*; estos últimos son poco numerosos y no ofrecen interés.

972. Extracción.—Se extrae del arseniuro; para ello se trata éste por carbonato potásico y azufre, formándose sulfo-arseniuro potásico soluble y sulfuro de cobalto, insoluble en el agua; tratando éste por ácido sulfúrico se transforma en sulfato cobáltico, que por la potasa dá precipitado de hidrato cobáltico; calcinando este hidrato con carbón se obtiene el metal.

En los laboratorios se le obtiene puro calcinando el oxalato de cobalto ($\text{C}_2\text{O}_4\text{Co} = 2\text{CO}_2 + \text{Co}$); queda el metal pulverulento y se funde en un crisol de cal para formar un botón metálico.

Compuestos más importantes que forma el cobalto.

973. Cloruro de cobalto.— Cl_2Co .—Se presenta en escamas azules, solubles en el agua, dando un líquido de color rosa que deja depositar cristales delicuescentes de color grosella, de cloruro de cobalto hidratado, con seis moléculas de agua; el anhidro se volatiliza al rojo, calentando el hidratado se vuelve azul porque pierde el agua; en esta propiedad se funda el empleo de este cuerpo como tinta simpática, porque escribiendo con sus disoluciones muy diluidas no se perciben los caracteres, que aparecen de color azul cuando se calienta el papel, volviendo á desaparecer al enfriarse é hidratarse de nuevo. El anhidro se prepara haciendo actuar el cloro sobre el cobalto en polvo, al rojo sombra; el hidratado disolviendo el anterior en agua ó tratando el carbonato por el ácido clorhídrico.

974. Óxidos de cobalto.—Forma varios de los que los mejor conocidos son el *protóxido* (CoO) y el *sexquíóxido* (Co_2O_3). El *protóxido* es gris verdoso, inalterable en el aire á la temperatura ordinaria, al rojo absorbe el oxígeno y se transforma en óxido cobáltico negro; se disuelve en el bórax fundido dando un vidrio azul, reacción que se utiliza para reconocer los compuestos de cobalto al soplete; se combina con otros óxidos metálicos, siendo de color rosa el que forma con la magnesia, de color verde el que forma con el óxido de zinc (*verde de Rinmann*) y azul el que forma con la alúmina. Se conoce un hidrato de color de rosa que se forma cuando se precipita una sal de cobalto por la potasa. El óxido se prepara calcinando dicho hidrato ó el carbonato.

El *sexquíóxido* es el cuerpo negro que resulta de calcinar suavemente el nitrato de cobalto. Cuando se hace pasar una corriente de cloro por agua que tenga en suspensión hidrato de cobalto, se forma un hidrato negro de sexquíóxido que pierde con facilidad agua y se transforma en óxido cobáltico. No forma sales más que con el ácido acético; los demás ácidos le descomponen. Se ha indicado la existencia de otros óxidos de cobalto que no ofrecen interés.

Se emplea para la fabricación del vidrio y del esmalte azul y para la pintura sobre la porcelana.

975. Sulfato de cobalto.— $\text{SO}_4\text{Co}^{++}$.—Cristaliza en prismas rojos que contienen 7 moléculas de agua y son isomorfos con el sulfato ferroso. Se prepara tratando el óxido ó el carbonato de cobalto por el ácido sulfúrico diluido.

976. Nitrato de cobalto.— $(\text{NO}_3)_2\text{Co}^{++}$.—Cristaliza en tablas romboidales oblicuas, de color de grosella, que contienen 6 moléculas de agua, delicuescentes y muy solubles, dando un líquido de color rosado, por el calor se deshidrata tomando color violado y á mayor temperatura se descompone. Se prepara tratando el carbonato por el ácido nítrico. Se emplea como reactivo.

Se conocen un fosfato doble de aluminio y de cobalto que se emplea en la pintura (*azul de Thenard*) y un silicato doble de potasio y de cobalto (*esmalte*) muy usado para decorar las porcelanas.

977. Cobalto-aminas.—Son los compuestos que resultan cuando se tratan las sales cobaltosas por el amoniaco y se redisuelve el precipitado en un exceso de reactivo; son bastante complicados y se les puede considerar como compuestos aménicos en los que parte del hidrógeno ha sido reemplazado por el cobalto. Forman con los ácidos combinaciones salinas cristalizables, unas de color amarillo que se llaman sales *luteo-cobálticas* y otras de color rosado, sales *roseo-cobálticas*.

978. Carácterés de las sales de cobalto.—Las anhidras son azules y las hidratadas de color de rosa ó rojas. No precipitan por el *ácido clorhídrico*, ni por el *sulfhídrico*: con los *sulfuros* dán precipitado negro de sulfuro de cobalto: con los *carbonatos potásico ó sódico* forman un precipitado de color rosa, de hidrocarbonato de cobalto: con el *carbonato amónico*, precipitado rosa que se disuelve en un exceso de reactivo: con la *potasa* ó la *sosa*, precipitado azul que con un exceso de álcali se vuelve rosado: con el *amoniaco* dán precipitado azul soluble en un exceso de reactivo: con el *nitrito potásico* y el *ácido acético*, dán trascurridas algunas horas un precipitado amarillo de nitrito doble de potasio y de cobalto: calentadas al *soplete* con *borax*, dán una perla azul.

URANO.—Ur.

Peso atómico. . . . 120.

979. HISTORIA Y ESTADO EN LA NATURALEZA.—Este metal fué descubierto en 1789 por Klaproth en un mineral llamado *pechblenda*. Es poco abundante en la naturaleza hallándosele en estado de óxido uranoso-uránico, de fosfato y de carbonato cálcico-uránico (*liebigita*), etc.

980. Propiedades.—Es sólido, de color parecido al de níquel por la acción del aire se vuelve amarillento, su densidad 18,4, poco maleable y duro; calentado al rojo se pone incandescente oxidándose y cubriéndose de óxido negro; el urano en polvo arde á 207° transformándose en óxido uranoso-uránico (U_3O_8) de color verde.

No existe conformidad entre los químicos acerca del peso atómico de este cuerpo y de su dinamicidad, pues atendiendo á la constitución

y propiedades de algunos de sus compuestos, sus analogías le colocan al lado del hierro y del cromo, debiendo ser su peso atómico 120; en otros compuestos funciona como tetradinamo y á veces como hexadinamo, por lo cual Mendelejeff le coloca al lado del molibdeno y del tungsteno, pero para ello hay que duplicar su peso atómico y alterar las fórmulas de algunos de sus compuestos.

981. Obtención.—Se le obtiene reduciendo el cloruro uranoso por el sodio.

982. Compuestos que forma el urano.—Forma dos series de compuestos, unos *uranosos*, que son *verdes*, y en los que funciona como didinamo, y otros *uránicos*, que son *amarillos*, en los que se supone existe el radical *uranilo* (UO^2).

Algunos de estos compuestos como el *fosfato* tienen importancia por las aplicaciones que de ellos se hacen en análisis química.

TERCERA FAMILIA.

Metales triqúinamos.

983. Cuerpos comprendidos en esta familia.—Es bastante difícil determinar los metales que deben incluirse en esta familia, porque unos son tan electro-negativos y tienen tantas analogías con algunos metaloides que se estudian al lado de estos; tal sucede con el *antimonio* y *bismuto*; otros funcionan con dinamicidades tan diversas, que no se puede en el estado actual de la ciencia decidir cual de ellas es la verdadera. Los trabajos de Roscoe (1867) acerca del *vanadio* han demostrado que este elemento, á semejanza del bismuto, debe estudiarse entre los metaloides del grupo del nitrógeno. Como este cuerpo y otros varios no tienen la importancia que los expuestos hasta aquí, ni ofrecen tampoco interés histórico del momento, no se les estudia en las obras elementales. Por estas razones se expondrá con algún detenimiento el oro, el más importante de todos, y se dará una breve idea del *indio* y *molibdeno*.

ORO.— Au^{197} .

Peso atómico. . . . 197.

984. HISTORIA.—Conocido desde la mas remota antigüedad puesto que hacen mención de él los libros sagrados de los tiempos bíblicos. Los alquimistas le hicieron el objetivo de todas sus investigaciones pretendiendo transmutar en oro otros metales de menos valor y si no realizaron sus aspiraciones, en cambio la ciencia consiguió con sus trabajos descubrimientos muy notables.

985. Estado en la naturaleza.—Existe libre (*oro nativo*) en ciertas rocas de cuarzo, formando filones ó vetas; se le halla en algunas comarcas auríferas mezclado con tierras silíceas; las arenas de algunos ríos, como el Darro (Granada), el Sil (León), el Agueda (Salamanca) etc., contienen pajitas ó pequeñas escamas de oro; á veces se presenta en forma de granos redondeados ó de masas cuyo peso varía desde pocos gramos hasta algunos kilogramos que reciben el nombre de *pepitas de oro* y son notables algunas por su magnitud (de 30 á 50 kilogramos): se le encuentra también formando seleniuro y telururo áuricos y aleado con el platino, el iridio, la plata, el cobre, el plomo etc.

986. Propiedades físicas.—Es sólido, cristaliza en cubos de color amarillo característico, cuando está puro, reducido á polvo tiene color purpúreo oscuro, su densidad es 19, 5, es el más dúctil y el más maleable de todos los cuerpos, es bastante blando y muy tenaz, reducido á hojas (panes de oro) muy delgadas es algo traslucido dejando pasar rayos verdes, conduce bien el calor y la electricidad; se funde entre 1100° y 1200° y á mayor temperatura se volatiliza y su vapor es verde, la chispa eléctrica puede volatilizarle también.

987. Propiedades químicas.—Es de los metales más electro-negativos y funciona en las reacciones de dos maneras diferentes; unas veces entra en las combinaciones un átomo solo y es *tridinamo* (Au'''), otras entran en aquellas dos átomos reunidos que se saturan recíprocamente dos dinamicidades, resultando un radical *didinamo* ($-\text{Au} = \text{Au}-$ ó Au''); á los compuestos en que funciona como tridinamo se les denomina *áuricos*, y á aquellos en que es didinamo *aurosos*.

El cloro, bromo y yodo se combinan directamente con él de tal manera que un pan de oro puede arder en una atmósfera de cloro; no se altera en presencia del oxígeno puro y del aire á todas temperaturas, con el fósforo, arsénico, antimonio y bismuto se combina á temperaturas elevadas; con casi todos los metales forma aleaciones, no se disuelve en los ácidos aún los mas enérgicos pero sí en el agua régia (pág. 252) que le transforma en cloruro áurico.

988. Extracción.—Se extrae de las arenas auríferas, para lo cual se las somete á lavados cuyo objeto es ir separando las sustancias menos densas entre las que están interpuestas las pajitas y los granos de oro; cuando el agua sale clara se agrega al sedimento un poco de mercurio para que se amalgame con el oro, esta amalgama se coloca

en una piel de gamuza y se exprime para separar el azogue escedente quedando una masa pastosa que calentada se volatiliza el mercurio y queda libre el oro.

Si se trata de extraerle de las rocas cuarzosas, se las tritura y se

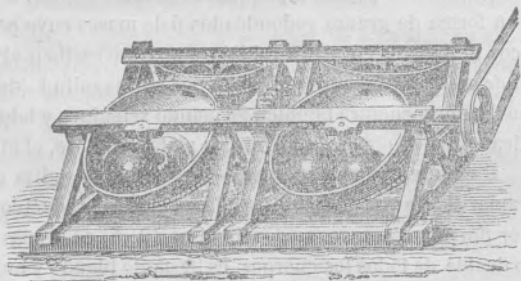


Fig. 128. — Extracción del oro de las rocas cuarzosas.

las coloca con mercurio y agua en unos depósitos hemisféricos metálicos (fig. 128) á los que se imprime un movimiento de rotación; en estos depósitos se colocan también dos bolas de hierro que por el movimiento de aquellos, reducen á polvo casi impalpable los trozos de mineral, polvo que queda en suspensión en el agua; las porciones mas ligeras van saliendo por unas aberturas que hay junto á los bordes de los depósitos y el oro por su mayor densidad se va al fondo y se amalgama con el mercurio de cuya amalgama se le separa como se ha dicho.

Para explotar el oro que contienen algunos cobres, se alean estos con plomo para formar unas tortas que fundiéndolas, el plomo arrastra consigo el oro; sometiéndole después á la copelación (pág. 403) se oxida, quedando el oro puro, á no ser que el plomo ó el cobre contengan plata, que queda aleada con aquel. Para purificarle se le añade mas plata hasta que esté en la proporción de tres partes por una de oro (*incuartación*), se funde la aleación para reducirla á granalla, se trata por ácido sulfúrico que ataca á la plata, formando sulfato argéntico, y no al oro que queda en polvo y se funde después.

989. APLICACIONES.—Son muy importantes, pero en casi todas ellas se emplea el oro aleado con otros metales, porque siendo muy blando cuando está puro, se desgastaría pronto. La mas importante es para la fabricación de la moneda, que está constituida por una aleación de oro y cobre, cuyas proporciones (ley de la moneda) se fijan por los gobiernos de los diferentes países. Para

la construcción de vajilla, de alhajas etc., se hacen aleaciones de oro y cobre, cuya ley es variable (pág. 337). Se le emplea también para el dorado (1).

Combinaciones mas importantes que forma el oro.

990. Tricloruro de oro (Clorido áurico)— Cl_3Au .—Se le conoce también con el nombre de *sal de oro*; es sólido, cristaliza en prismas de color amarillo rojizo, delicuescente, muy soluble en el agua y en el alcohol y más en el éter, el calor le descompone, á 230° pierde parte de su cloro y se convierte en cloruro auroso, á mayor temperatura pierde todo el cloro quedando el oro libre, es electro-negativo (clorido) y forma con los cloruros electro-positivos, como el potásico, el sódico, el amónico, etc. cloruros dobles cristalizables; los cuerpos reductores le descomponen separando el metal, cuando se trata una disolución de tricloruro de oro por el sulfato ferroso se forma un precipitado pulverulento oscuro de oro metálico y cuando cae sobre la piel una gota de dicha disolución se produce una mancha morada de oro reducido porque las sustancias orgánicas le reducen.

Se prepara disolviendo el oro en agua régia y concentrando la disolución en baño de vapor hasta que cristaliza.

Se emplea como reactivo en los laboratorios y en la fotografía.

991. Cloruro auroso.— Cl_2Au_2 .—Es un polvo verde insoluble en el agua, descomponible por el calor en cloro y oro y que se prepara sometiendo á 230° el cloruro áurico.

992. Anhídrido áurico.— Au_2O_3 .—Este cuerpo, llamado también *óxido aurico* y *peróxido de oro*, es sólido, pulverulento, de color oscuro, insoluble en el agua, el calor le descompone, los oxácidos no le atacan, con los hidrácidos forma las sales halógenas correspondientes, con el amoniaco forma un compuesto constituido por una molécula de anhídrido áurico y dos de amoniaco, que es un polvo gris os-

(1) Este puede hacerse por medio de una amalgama de oro formada por 1 parte de este metal y 8 de mercurio con la cual se frotan los objetos que se quieran dorar, después de bien limpios, calentándoles después para que se volatilice el mercurio y quede el oro; también se puede dorar introduciendo los objetos en una disolución hirviendo formada por 1 gramo de cloruro áurico, 7 de carbonato ácido de potasio y 130 de agua, en la que se les tiene durante unos minutos; el dorado galvánico se efectúa colocando los objetos perfectamente limpios en el polo negativo de una pila, por medio de la cual se descompone una disolución formada por 1 gramo de cianuro de oro, 10 de cianuro potásico y 100 de agua; el polo positivo debe estar constituido por una lámina de oro que se va disolviendo á medida que el baño va perdiendo este metal.

curo muy detonante (*oro fulminante*) que es preciso manejarle con mucha precaución; su hidrato constituye el ácido áurico y forma con algunas bases *auratos*, que son sales muy poco importantes. Se prepara tratando el auralo de potasio ó el de magnesio por el ácido nítrico que deja libre el ácido áurico (*hidrato áurico*) y éste desecado á 100° se reduce á anhídrido áurico.

993. Óxido auroso.— Au_2O .—Se le conoce también con el nombre de *protóxido de oro*; es sólido, de color violado, insoluble en el agua y en los oxácidos; el ácido clorhídrico le ataca formando cloruro áurico y dejando parte del oro en libertad; se prepara tratando el cloruro auroso por la potasa.

994. Sulfuro áurico.— S_3Au_2 .—Llamado también *trisulfuro de oro* y *sulfido áurico*; es sólido, pardo, insoluble en el agua; el calor le descompone separando sus dos elementos; los ácidos le atacan con dificultad, se disuelve en los sulfuros básicos formando sulfosales. Se prepara precipitando una disolución de tricloruro de oro por el hidrógeno sulfurado.

995. Sulfuro auroso.— SAu_2 .—Es también sólido, de color más oscuro que el anterior; se produce siempre que se pasa una corriente de gas sulfhídrico por una disolución hirviendo de cloruro áurico.

996. Carácterés de las sales de oro.—No precipitan por el ácido clorhídrico; con el sulfhídrico dan un precipitado pardo oscuro de sulfuro de oro, soluble en los sulfuros alcalinos; con la *potasa*, precipitado amarillo de hidrato de oro; con el *sulfato ferroso*, precipitado de oro en polvo oscuro, que recogido y desecado adquiere el brillo propio de este metal por el frotamiento con cuerpos duros; el ácido oxálico también precipita el oro metálico; con el *cloruro estannoso* que tenga algo de cloruro estánnico precipitado purpúreo (*púrpura de Cassius*) (1).

INDIO.—In.

997. Breve idea de este metal.—Fué descubierto por Reidz y Richter en 1863 examinando al espectrografo un cloruro de zinc preparado con la blenda de Freyberg; observaron una raya azul *indigo* que no correspondía á ninguno de los elementos conocidos. Es amorfo, blanco argentino, blando y dúctil, su densidad 7,2, se funde á 176° y es menos volátil que el zinc y el cadmio, siendo más electronegativos que ellos; se creyó era didinamo pero la determinación de su calorífico específico hizo duplicar su peso atómico y colocarle entre los tridínamos. Forma varios compuestos no bien estudiados aún: deben mencionarse un *cloruro* (Cl_6In_2), un *óxido* (In_2O_3), un *sulfuro* amari-

(1) Cassius de Leide descubrió en 1683 este cuerpo que por eso lleva su nombre; se le prepara en grande tratando una disolución neutra de tricloruro de oro por estaño en hojas ó en granalla y también tratando la sal de oro por una disolución que contenga partes iguales de cloruro estannoso y de cloruro estánnico; se forma en ambos casos un precipitado purpúreo que se lava y deseca. No están conformes los químicos acerca de la constitución de este cuerpo; Dumas creía era un estannato doble de oro y estaño y Debray opina que es una laca formada por el ácido estánnico al que tiñe el oro reducido. Este cuerpo se emplea para decorar la porcelana y para dar color rosa ó granate al vidrio.

llo parecido al oro musivo y varias sales incoloras, muy solubles casi todas y difícilmente cristalizables. Se le extrae de las blendas tostándolas, tratando el producto por agua para disolver los sulfatos formados, entre los que está el de indio, precipitándole de esta disolución por el zinc metálico y purificándole después de los metales que le acompañan.

MOLIBDENO.—Mo.

998. Breve idea de este metal. —Aislado por Hjelm y después por Scheele (1778); se halla en la naturaleza formando un sulfuro (*molibdenita*) y el molibdato de plomo. Se presenta en granos grises, su densidad 8,6, poco fusible, el cloro le ataca, se oxida en el aire á temperatura elevada, el ácido nítrico le transforma en anhídrido molibdico, descompone débilmente el agua á temperaturas altas.

De sus compuestos los únicos que ofrecen algún interés son el *anhídrido molibdico* (Mo_2O_5) que es sólido, blanco, poco soluble en agua á la que dá reacción ligeramente ácida, fusible y volátil, inatacable por casi todos los ácidos, excepto el fosfórico; los reductores le convierten en otro óxido azul, con los álcalis forma molibdatos de los que el más importante es el *molibdato amónico* que disuelto en ácido nítrico se emplea como reactivo del ácido fosfórico libre ó combinado, porque forma con él un precipitado amarillo, denso, insoluble en el ácido nítrico, de cuyo precipitado se puede obtener el *ácido fosfomolibdico* que es un buen reactivo para reconocer el amoniaco y los alcaloides. Se obtiene el molibdeno reduciendo su cloruro por el hidrógeno.

CUARTA FAMILIA.

Metales tetradínamos.

999. Cuerpos comprendidos en esta familia. — Comprende el *platino*, el *paladio*, el *iridio*, el *osmio*, el *rodio* y el *rutenio*, además del estaño y otros metales que se estudian entre los metaloides tetradínamos. Forman dos series de compuestos porque unas veces funcionan como tetravalentes y otras como bivalentes, siendo los primeros los más estables y mejor conocidos. De estos metales únicamente el platino es el que se estudia con alguna extensión en las obras elementales porque los demás son menos importantes y algunos bastante raros.

PLATINO.—Pt IV.

Peso atómico. 197,5.

1000. HISTORIA. —Fué descubierto en Colombia (América) en 1735 en una arena aurífera; introducido en Europa en 1741 por el inglés Wood y descrito por el célebre matemático español D. Antonio Ulloa; el primero que le designó como un metal particular fué el sueco Scheffer en 1752. Se le dió el nombre de *platina*,

diminutivo de plata, por su color parecido al de ésta, nombre que después se cambió por el de *platino*.

1001. Estado en la naturaleza.—Se le encuentra nativo en los terrenos de acarreo antiguos, en granos y en pepitas, alguna de las cuales ha pesado $9 \frac{1}{2}$ kilogramos; generalmente se le halla asociado á otros metales, como el oro, el cobre, el iridio, el paladio, el osmio, el rutenio y algunos otros descubiertos recientemente.

1002. Propiedades físicas.—Es blanco algo agrisado, su densidad varía entre 21,15 y 21,50, es más duro que la plata pero menos que el hierro, muy tenaz y dúctil, pudiéndosele estirar en hilos de $\frac{1}{1200}$ de milímetro de diámetro (pág. 326), también es maleable, sometido á la acción del calor se ablanda al rojo blanco de tal manera, que como el hierro se le puede soldar consigo mismo; á la temperatura de la luz oxhídrica se funde, para lo cual Sainte-Claire Deville y Debray le

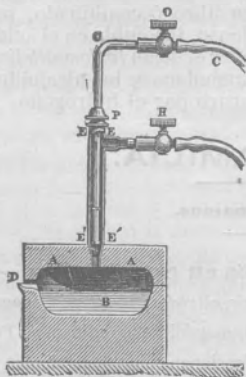


Fig. 129.—Fusión del platino.

colocaron en una excavación lenticular B (fig. 129) practicada en un trozo grande de cal viva cerrada con una tapadera A A de la misma sustancia, agujereada en su parte media E' E' para dar paso á un tubo por el que se hace llegar una corriente de gás del alumbrado cuya combustión se alimenta con oxígeno (1); la cal de esta forja sirve al mismo tiempo para purificar el platino de otros cuerpos que le acompañan, como el silicio, el hierro, el cobre, etc.

Un tubo de platino calentado al rojo deja pasar el hidrógeno á través de sus poros (pág. 81). Este cuerpo posee además la propiedad de condensar algunos gases poniéndose incandescente, á la que se deben ciertas acciones que antes se atribuían á la simple presencia del metal; esta propiedad la tienen en mayor grado la *esponja* y el *negro de platino* (que puede condensar hasta 745 veces su volumen de gás hidrógeno) en cuyos estados el metal se presenta muy dividido.

1003. Propiedades químicas.—Es un cuerpo que resiste la acción de muchos agentes sin alterarse; el cloro no actúa sobre

(1) Para fundir en este aparato un kilogramo de platino se necesitan 120 litros de gás del alumbrado y 60 litros de oxígeno. El mismo procedimiento puede emplearse para fundir el iridio y el rutenio con la sola variante de sustituir el gás del alumbrado por el hidrógeno.

él sino en determinadas circunstancias y con poca energía; no se oxida en el oxígeno ni en el aire á ninguna temperatura; el platino fundido tiene la propiedad de disolver el oxígeno y al solidificarse se desprende produciendo asperezas en la superficie, como la plata; calentado cuando está muy dividido, en el vapor de azufre, se combinan ambos cuerpos con desprendimiento de calor; el fósforo, el arsénico, el boro y el silicio le atacan facilmente; algunos metales y en particular el estaño, la plata, el zinc y el plomo, le atacan con violencia; estos hechos deben tenerse en cuenta para no calentar en vasijas de platino sustancias que contengan dichos cuerpos libres ó que puedan dar origen á su separación.

Los ácidos, aun los más enérgicos y en caliente, no atacan al platino, sin embargo, se ha observado que los alambiques de este metal que se emplean para destilar el ácido sulfúrico que tiene en disolución vapores nitrosos pierden de su peso, porque se disuelve algo del metal en dicho ácido, el agua régia le disuelve transformándole en tetracloruro, los álcalis le atacan formando platinatos, por lo que no se les debe calentar en vasijas de este metal; el cianuro potásico, los nitratos y los sulfatos ácidos de los metales alcalinos también actúan sobre él.

1004. Extracción.—Para extraer el platino puede seguirse entre otros procedimientos, el siguiente: se somete el mineral á lavados para separar la arena y otras sustancias estrañas y despues se le trata por agua régia poco concentrada para disolver el hierro, el cobre y el oro; el residuo se calienta con ácido clorhídrico, adicionando poco á poco ácido nítrico (6 partes de ácido clorhídrico para 1 del nítrico) hasta que se disuelvan todo el platino y algunos de los metales que le acompañan, quedando como insoluble el osmiuro de iridio; la disolución, que es de color rojo oscuro, se decanta y evapora casi hasta sequedad para desalojar el esceso de agua régia y los vapores de anhídrido ósmico; el residuo se vuelve á tratar por agua y si huele á cloro indica que contiene cloruro de paladio que se descompone hirviendo el líquido, en cloruro paladioso y cloro que se desprende; se trata después por cloruro amónico en disolución concentrada que dá un precipitado tanto más rojizo cuanto más cloruro de iridio contiene; el cloruro paladioso, el de rodio y los de hierro y cobre quedan disueltos; el cloruro doble de platino y amonio que se ha precipitado, se le recoge, deseca y calcina suavemente al rojo para que se descomponga dejando un residuo esponjoso y gris de platino metálico con algo de iridio, que no hay necesidad de separarlo porque la aleación que forma con el platino (*iridiuro de platino*) es mas elástica y mas dura que el metal puro, siendo preferible para casi todas las aplicaciones que de este se hacen.

Se dá coherencia á la esponja metálica obtenida, reduciéndola á polvo, para lo cual se la tritura con agua en un mortero de madera

hasta formar una pasta homogénea, que se comprime fuertemente por medio de una prensa; se calienta al rojo blanco la masa resultante y se la forja después como al hierro ó bien se la funde como se ha indicado antes.

1005. Obtención del platino puro.—Se conocen varios procedimientos para purificar el platino que la industria suministra; uno de ellos, debido á Sainte-Claire Deville y Debray, consiste en fundir el platino del comercio con seis á diez veces su peso de plomo puro, el botón metálico se trata por ácido nítrico diluido que disuelve al plomo, al paladio, al cobre y al hierro, así como á una pequeña cantidad de rodio y de platino, quedando como residuo una aleación cristalizada de plomo, platino y rodio, mas el iridio y el rutenio; se trata por agua régia diluida que deja sin disolver al iridio y al rutenio; de esta disolución se separa el plomo por el ácido sulfúrico y tratada después por cloruro amónico se precipita el platino con algo de rodio; se calcina el precipitado, se trata el residuo metálico por agua régia diluida, que deja sin disolver al rodio y de la disolución se vuelve á precipitar con el cloruro amónico concentrado, un cloruro platínico amónico puro, del que se separa el platino como se ha dicho.

1006. APLICACIONES.—Se emplea para construir vasijas y una porción de utensilios muy usados en los laboratorios, en Medicina y en la industria.

Compuestos más importantes que forma el platino.

1007. Biclорuro de platino (cloruro platinoso).— Cl_2Pt .—Es sólido, de color verde aceituna, insoluble en el agua, soluble en el ácido clorhídrico concentrado y caliente, dando un líquido de color pardo oscuro; esta disolución tratada por amoniaco dá al cabo de algún tiempo un precipitado cristalino verde (*sal de Magnus*); con los cloruros alcalinos forma cloruros dobles que se han llamado impropiamente *cloroplatinitos*; el calor le descompone. Se prepara calentando con precaución á 200° el tetracoloruro de platino.

1008. Tetracoloruro de platino (clórido platínico).— Cl_4Pt .—Es sólido, de color moreno rojizo intenso, muy soluble en el agua y delicuescente, concentrando su disolución acuosa se depositan agujas cristalinas de cloruro platínico hidratado, es soluble en el alcohol y en el éter, el calor le convierte primero en bicloruro y después le descompone completamente en platino y cloro, los cuerpos reductores le transforman en cloruro platinoso y por último en platino metálico; si

se hace actuar sobre su disolución acidulada con ácido clorhídrico, un poco de hierro reducido por el hidrógeno, se obtiene el platino en polvo negro (*negro de platino*); también se obtiene este cuerpo hirviendo una disolución de tetracloruro de platino con carbonato potásico ó sódico y alcohol ó azúcar; tratado por los cloruros alcalinos dá cloruros dobles, llamados *cloroplatinatos* ($\text{Cl}_4\text{Pt}, 2\text{ClM}' = \text{Cl}_6\text{PtM}'_2$).

Se prepara el tetracloruro de platino disolviendo el platino en el agua régia y evaporando hasta sequedad la disolución, en baño de vapor.

Se emplea en los laboratorios como reactivo.

1009. Cloruros dobles.—De los cloruros dobles que forma el cloruro platínico, los mas importantes son el *cloruro platínico-potásico* ó *cloro-platinato potásico* ($\text{Cl}_4\text{Pt}, 2\text{ClK}$) y el *cloruro platínico-amónico* ó *cloro-platinato amónico* ($\text{Cl}_4\text{Pt}, 2\text{ClNH}_4$). Se preparan tratando la disolución de cloruro platínico por otra del cloruro alcalino respectivo; los precipitados amarillos que se forman son poco solubles en el agua é insolubles en el alcohol etéreo; sometidos á la acción del calor se descomponen dejando como residuo el primero, platino mezclado con cloruro potásico y el segundo *esponja de platino*. Estos cuerpos tienen mucha importancia en la análisis química cualitativa y cuantitativa. El cloruro sódico dá un cloruro doble con el de platino, que es soluble en el agua.

1010. Óxidos de platino.—Se conocen dos, el *protóxido* y el *bióxido*. El primero, llamado también *óxido platinoso* (PtO), se prepara sometiendo á la desecación el precipitado que se forma cuando se trata una disolución clorhídrica de protocloruro de platino por la potasa; este precipitado es un hidrato platinoso (PtO_2H_2) negro, pierde agua y se transforma en protóxido; á mayor temperatura se descompone en metal y oxígeno, es una base poco enérgica.

El segundo, llamado *óxido platínico* (PtO_2), es sólido, negro, insoluble en el agua y el calor le descompone en platino y oxígeno; forma un hidrato (PtO_2H_2) de color pardo oscuro que se disuelve en algunos ácidos formando sales platinicas y en las bases formando *platinatos* (PtO_4M_2) cuerpos que se descomponen por el calor dejando como residuo *platino*. El bióxido de platino se prepara deshidratando su hidrato, y este, precipitando una sal platinica por la potasa, se forma platinato potásico que después se descompone por el ácido acético.

Hay dos *sulfuros de platino* correspondientes á los óxidos, que son sulfidos, puesto que se disuelven en los sulfuros alcalinos para formar sulfuros dobles ó sulfosales.

Se conocen algunas sales anfígenas de este metal, pero son muy poco importantes.

1011. Carácterés de las sales de platino.—Las *platinosas* son amarillo-verdosas ó pardo oscuras; las *platinicas* son anaranjadas ó pardo-rojizas. Ni unas ni otras precipitan por el *ácido clorhídrico*; con el *sulfhídrico* y con los *sulfuros alcalinos* dan precipitados negros del sulfuro correspondiente, solubles en los sulfuros alcalinos; con el *cloruro potásico* ó el *amónico*, precipitan las *platinicas*, dando el cloruro doble respectivo, amarillo é insoluble en el alcohol etéreo; estos cloruros por el calor dejan platino solo ó mezclado con el cloruro alcalino, si este no es muy volátil.

1012. Paladio.—Pd.—Fué descubierto por Wollastón en 1803, en el mineral de platino de Choco. Se parece bastante por su aspecto á la plata y al platino; es menos denso que este (11,8) y menos dúctil, pero mas fusible; se combina con el hidrógeno (123) y con otros metaloides; el ácido clorhídrico le ataca con dificultad, el yodhídrico le disuelve fácilmente en caliente, lo mismo que el nítrico. Se le obtiene calcinando el cloruro de paladio.

Forma muchos compuestos de los cuales el que ofrece mas interés es el *cloruro paladioso* que se emplea en los laboratorios para determinar el yodo de los yoduros solubles, con los que produce un precipitado negro de yoduro de paladio, aun en las disoluciones muy diluidas; esta reacción es tan sensible que permite reconocer el yodo en una disolución que no contenga mas que una diezmilésima de yoduro potásico.

1013. Iridio.—Ir.—Este metal, descubierto en 1803 por Tennant, es blanco agrisado, su densidad 22,28, no se funde sino por el calor que produce la llama del gas hidrógeno cuando se quema en oxígeno (1), es inatacable por los ácidos y aun por el agua régia poco concentrada; forma con el oxígeno varios óxidos. Se extrae del osmiuro de iridio que contienen los minerales de platino.

1014. Osmio.—Os.—Fué descubierto también por Tennant en 1803. Se presenta generalmente en polvo de color agrisado, su densidad es 22,45, es menos fusible que el iridio; sus propiedades químicas le asemejan al arsénico; cuando se le calienta al rojo intenso en una corriente de aire, se oxida transformándose en anhídrido ósmico (OsO_2) que es un óxido volátil que se sublima en agujas blancas; los vapores de este óxido son muy venenosos por lo que es preciso evitar el respirarles.

Se prepara el osmio reduciendo el anhídrido ósmico en vapor por el óxido de carbono.

(1) Mr. John Holland, de Cincinnati, acaba de descubrir que el iridio puede fundirse fácilmente adicionándole fósforo; el metal fundido contiene de 7,50 á 7,75 por 100 de fósforo que se puede separar calentándole con cal. Este descubrimiento permitirá desarrollar la industria del iridio pudiéndosele aplicar á muchos usos á que antes no era aplicable por ser tan infusible; las pequeñas cantidades que se empleaban eran granos de iridio nativo que era preciso trabajarle de la misma manera que las piedras preciosas.

QUÍMICA ORGANICA.

NOCIONES PRELIMINARES.

1015. Objeto de la Química orgánica.—Son varias las definiciones que se han dado de esta parte de la Química; en ellas sus autores han expresado el concepto que de la misma se tenía en la época en que las dieron á conocer; este concepto ha ido variando con los adelantos de la ciencia y aquellas definiciones se han hecho, sinó inexactas, incompletas. Hoy que se sabe que el origen de las especies orgánicas no es un carácter de gran valor, puesto que pueden formarse muchas de ellas con sustancias minerales, se dice, recordando la definición dada por Gerhardt, que la *Química orgánica tiene por objeto el estudio de los compuestos que forma el carbono.*

Es cierto que este concepto adolece quizás de ser demasiado extenso, porque hay combinaciones del carbono que no deben incluirse entre las sustancias orgánicas, pero satisface mejor que ningún otro á esa tendencia que existe á hacer desaparecer la división de la Química en *inorgánica* y *orgánica* (7), división que no es lógica desde el momento en que se sabe son unas mismas las leyes que rigen á la combinación de todos los cuerpos cualquiera que sea su origen, y si se la conserva, sobre todo en la parte descriptiva, es solo por conveniencia de la enseñanza puesto que los compuestos del carbono son tan numerosos que su estudio exige más tiempo que los de todos los demás elementos reunidos; por otra parte su conocimiento no puede adquirirse con fundamentos sólidos si no se ha adquirido previamente el de estos; por último, si se incluyen en la *inorgánica* los compuestos orgá-

nicos, después del carbono, se interrumpe de tal modo la exposición de aquella que se dificulta mucho su estudio á los principiantes.

1016. Sustancias orgánicas y organizadas.—Las especies químicas que se hallan formadas en los seres orgánicos ó que pueden formarse por las metamorfosis que aquellas experimentan, se denominan *sustancias orgánicas*; los adelantos de la Química permiten en la actualidad formar artificialmente sustancias orgánicas iguales á las *naturales* y además otras que no existen en la naturaleza y que pueden formarse sin necesidad de acudir á aquellas, todas las cuales reciben el nombre de *artificiales*. Tanto unas como otras tienen los mismos caracteres físicos y químicos que las sustancias inorgánicas y para su formación no es absolutamente necesario el concurso de las acciones fisiológicas; como ejemplos de estas sustancias pueden citarse el ácido acético, la morfina, el azúcar, el cloroformo, etc.

Existen en los seres organizados otras sustancias que forman parte constitutiva de sus órganos, pero cuya estructura y caracteres difieren completamente de los de las sustancias minerales, puesto que no son cristalizables, se alteran cuando por la acción del calor se quiere hacerlas experimentar cambios físicos y para cuya formación parece indispensable la intervención de las acciones fisiológicas; estos cuerpos han recibido el nombre de *sustancias organizadas*; tales son las féculas, la albúmina, la fibrina, etc. Estas especies orgánicas que existen formadas en los seres dotados de vida reciben el nombre de *principios inmediatos*, que no se hallan libres sino mezclados unos con otros formando los *materiales orgánicos*; el zumo de la uva es un material orgánico vegetal en el que se encuentran, entre otras especies químicas, el ácido tartárico y la glucosa ó azúcar de uva; la saliva es otro material orgánico animal que contiene thialina, mucina, sulfocianato potásico, etc.

1017. Composición de las sustancias orgánicas.—De todos los elementos químicos conocidos solo cuatro son los que más principalmente entran á constituir las sustancias orgánicas, á saber: el *carbono*, el *hidrógeno*, el *oxígeno* y el *nitrógeno*, que por eso han recibido el nombre de *elementos orgánicos* y también el de *organógenos*.

El *carbono* no falta en ninguna sustancia orgánica; en esto se fundó Gerhardt para definir esta rama de la Química como se ha dicho (**1015**); el *hidrógeno* existe en casi todas, hay algunas que no le contienen, como el cianógeno y varios de sus derivados; el *oxígeno* falta ya en

muchas, como sucede con los carburos de hidrógeno; el *nitrógeno* es menos común que los tres anteriores siendo numerosas las sustancias orgánicas no nitrogenadas, sobre todo en el reino vegetal; en algún tiempo se creyó que este elemento no existía más que en las de origen animal y se hacía una división de la Química orgánica fundada en dicha suposición.

Además de los elementos anteriores hay otros, como el *azufre*, el *fósforo* y algunos *metales*, que entran á formar las sustancias orgánicas naturales; respecto á las artificiales se ha conseguido que formen parte de ellas casi todos los elementos químicos.

Las sustancias orgánicas más sencillas son las *binarias*, como los carburos de hidrógeno, formados por el carbono y el hidrógeno; siguen después las *ternarias*, de las que las más comunes son las constituidas por el carbono, hidrógeno y oxígeno, como la celulosa, el azúcar y el ácido acético, las hay *cuaternarias*, como la morfina y la creatina, *quinarias*; como la taurina y la cistina, y algunas formadas por más de cinco elementos, pero estas son bastantes raras.

El número de átomos que de cada elemento entran en las sustancias orgánicas es por lo general mayor que en las inorgánicas, habiendo algunas que tienen una composición muy compleja.

1018. Formación de las sustancias orgánicas.— Se ha dicho que unas especies orgánicas se forman en los seres dotados de vida y que otras se producen artificialmente, ya metamorfoseando las anteriores, ya por otros medios.

Los vegetales toman de los cuerpos que les rodean las sustancias carbonadas, hidrogenadas, oxigenadas, nitrogenadas, etc., necesarias para su nutrición, que modifican en su organismo dando origen á ese gran número de principios inmediatos orgánicos unos y organizados otros, que tan útiles son como alimentos, como medicamentos, como primeras materias de la industria y de las artes, etc. De igual suerte los animales ingieren en su economía sustancias de diverso origen que experimentan por las acciones fisiológicas, modificaciones profundas á fin de hacer asimilables unas y de expulsar otras; estas transformaciones originan los numerosos principios inmediatos animales.

El estudio de estas acciones que tienen lugar en los seres dotados de vida es el objeto de la *Química biológica*.

1019. Metamórfosis orgánicas. Se da este nombre á los cambios que experimentan las moléculas orgánicas cuando actúan so-

bre ellas ciertos agentes físicos, químicos ó fisiológicos; el resultado de ellos es la formación de nuevas sustancias, más sencillas por lo general que las primeras, y de las que unas son iguales á las que existen en la naturaleza y otras no; en muchas ocasiones las moléculas orgánicas por la acción de los agentes se transforman en inorgánicas.

Las metamorfosis orgánicas son de tres clases según que las produzcan los agentes físicos, los químicos ó los organizados.

ACCIÓN DE LOS AGENTES FÍSICOS.—1.º Calor.—Sometidas las sustancias orgánicas á la acción de este agente, unas cambian de estado transformándose en vapor y otras no; á las primeras se las llama *volátiles* y á las segundas *fijas*. Se ha demostrado que existe relación entre la fórmula de las sustancias y su volatilidad ó fijeza, relación que se refiere no solo á la naturaleza de los elementos que las constituyen, sino también á su proporción.

Las sustancias fijas sometidas á la acción del calor experimentan cambios que dependen de la intensidad con que aquel obra y de la forma en que se le hace actuar. Calentando algunas en contacto del aire á temperaturas poco elevadas (*torrefacción*) se transforman á veces en otras isómeras con ellas (transformación del almidón en dextrina), pero si la temperatura á que se las somete es la suficiente para descomponerlas y en aparatos dispuestos convenientemente para recoger todos los productos que se forman, la operación recibe entonces el nombre de *destilación seca*.

Sometiendo los cuerpos orgánicos á la destilación seca se obtienen productos muy diversos según la naturaleza de la sustancia y la temperatura á que se opera (periodos de la destilación); generalmente si está constituida de carbono, hidrógeno y oxígeno, se obtiene agua, anhídrido carbónico, óxido de carbono, diversos carburos de hidrógeno y otras sustancias de constitución mas sencilla que la primitiva; si además es nitrogenada, á los productos anteriores hay que agregar el amoniaco, bajo la forma de carbonato amónico, y si es sulfurada, el gas sulfhídrico; dejan un residuo formado por carbón. Para algunos grupos de cuerpos se ha determinado la relación que existe entre el sometido á la destilación seca y los que resultan después de esta, que reciben el nombre genérico de *pirogenados*.

Puede hacerse la descomposición de las sustancias volátiles por el calor haciendo atravesar sus vapores por tubos enrojecidos que contengan fragmentos de porcelana, de platino ó de hierro.

2.º Luz.—La luz por sí sola son muy pocas las modificaciones que produce; hay sustancias orgánicas, como las sales de ciertos metales (plata, mercurio) y como la santonina, que cambian de color expuestas á la luz, pero son hechos poco numerosos y no muy interesantes los que se refieren á esta acción.

3.º Electricidad.—Se conocen algunas metamorfosis ocasionadas por este agente, unas análogas á las que experimentan las sustancias inorgánicas y otras que dan origen á reacciones algo complicadas.

ACCIÓN DE LOS AGENTES QUÍMICOS.—1.º Acción del oxígeno.—Este

cuerpo actúa de diversa manera según la temperatura y la naturaleza de las sustancias; si la sustancia y el oxígeno están secos y la temperatura no pasa de la ordinaria, no hay acción; á una temperatura elevada las quema rápidamente produciendo agua y anhídrido carbónico, sino contienen mas que carbono é hidrógeno, ó carbono, hidrógeno y oxígeno; si además son nitrogenadas, se desprende el nitrógeno libre ó alguno de sus óxidos; si son sulfuradas, fosforadas, etc., se forman compuestos oxigenados de estos elementos.

El oxígeno húmedo actúa sobre muchas á la temperatura ordinaria, produciendo una combustión lenta ó *eremacáusia* (184); unas veces se adiciona el oxígeno á las sustancias orgánicas y otras se quema parte del hidrógeno y del carbono resultando cuerpos de composición más sencilla, generalmente ácidos más ó menos oxigenados; ejemplos de esta acción se tienen en los alcoholes, en muchas grasas, en la albúmina, etc. Las combustiones lentas se verifican en algunas ocasiones por la influencia de ciertos cuerpos porosos, como la esponja y el negro de platino y también por la de los fermentos.

Se hace actuar el oxígeno de diferentes modos; unas veces puro ó el del aire, otras veces se emplean cuerpos que le ceden fácilmente, como los ácidos clórico, yódico, nítrico, crómico etc., el permanganato potásico solo ó mezclado con ácido sulfúrico, el bióxido de manganeso ó el bicromato potásico, en unión de dicho ácido, etc., que desprenden oxígeno naciente unos y ozonizado otros, que obra con mayor energía que el oxígeno ordinario.

2.º *Acción del cloro*. — Este cuerpo actúa de diversas maneras; en presencia del agua produce oxidaciones (133); cuando actúa solo unas veces se combina integralmente con las sustancias orgánicas, otras se une al hidrógeno, deshidrógenándolas y otras, en fin, y es lo más frecuente, sustituye á dicho elemento formando derivados clorados por *sustitución*, muy interesantes (90). El cloro se le hace actuar sobre las sustancias orgánicas unas veces libre y directamente y otras por medio de cuerpos que le ceden con facilidad como los cloruros y el oxiclورو de fósforo.

El bromo y el yodo actúan de una manera análoga á la del cloro, pero con menos energía.

También el azufre, el fósforo y algunos otros cuerpos modifican las sustancias orgánicas, generalmente á temperaturas elevadas, produciendo reacciones muy diversas.

2.º *Acción de los ácidos.*—No puede expresarse de una manera general porque depende de la naturaleza de aquellos y además un mismo ácido puede actuar de diverso modo según las condiciones en que se opera. Tres son los que suelen emplearse preferentemente en Química orgánica como agentes de metamorfosis, el sulfúrico, el nítrico y el clorhídrico.

El *ácido sulfúrico* concentrado actúa por su gran afinidad para el agua apoderándose de la que tienen y después provocando la formación de más cantidad á expensas del hidrógeno y del oxígeno de las sustancias, dejando el carbono libre, es decir, las carboniza (300). Si esta acción tiene lugar á temperatura elevada, el ácido sulfúrico puede obrar como oxidante quemando el carbono del cuerpo orgánico, que se desprende en estado de anhídrido carbónico, al mismo tiempo que el gas sulfuroso que resulta de la desoxidación del ácido sulfúrico. Si está diluido produce fenómenos de hidratación y de desdoblamiento, como la transformación del almidón en azúcar, otras veces su acción se reduce á cambios isoméricos, otras produce sustituciones que originan derivados sulfurados, etc.

El *ácido nítrico* además de actuar como un oxidante enérgico según se ha dicho (439) puede en algunas ocasiones descomponerse parcialmente produciendo peróxido de nitrógeno, que sustituye á parte del hidrógeno de la molécula orgánica, dando derivados nitrogenados, algunos muy importantes; otras veces origina cambios isoméricos como el ácido sulfúrico.

El *ácido clorhídrico* y en general los hidrácidos enérgicos, obran unas veces como deshidratantes, otras se combinan integralmente con la sustancia orgánica y otras producen cambios isoméricos; con algunas dan origen á compuestos del radical del hidrácido con los radicales existentes en aquellas ó que se forman por su acción.

Los demás ácidos obran sobre las moléculas orgánicas de una manera menos general é importante que los anteriores.

4.º *Acción de los álcalis.*—Si la sustancia es ácida se combinan con ella para formar una sal; si no lo es, suelen contribuir á que se forme un ácido con el que se combinan, en cuya acción generalmente hay desprendimiento de hidrógeno; si es nitrogenada, el hidrógeno y el nitrógeno nacientes se combinan para formar amoniaco que se desprende. En todos los casos hay modificación profunda de la molécula orgánica, que explica la acción de los álcalis cáusticos sobre los tejidos orgánicos.

ACCIÓN DE LOS AGENTES ORGANIZADOS.—A las metamórfofis producidas por agentes organizados ó por sustancias nitrogenadas que han pertenecido al organismo viviente, se refieren las llamadas *fermentaciones*, cuyo estudio es importantísimo.

Fermentaciones.

1020. Definición.—Se da el nombre de *fermentación* (palabra derivada de *fervere*, hervir) á la transformación que muchas sustancias orgánicas (llamadas *fermentescibles*) experimentan por la influencia de otra, llamada *fermento*, la cual no cede nada á los productos de la reacción, que se forman á espensas de la sustancia fermentescible.

Según esto en toda fermentación hay que considerar la *sustancia fermentescible*, el *fermento*, los productos que de la misma se originan, ó sean las diversas clases de fermentaciones, y además las condiciones indispensables para que estas se verifiquen.

1021. Sustancias fermentescibles.—Son siempre de origen vegetal ó animal y su composición y propiedades muy diversas; unas no contienen nitrógeno, como el almidón y los azúcares, y otras sí, como la urea, la albúmina y la amigdalina; las hay que se descomponen con mucha facilidad y otras que resisten más á la descomposición. Por lo demás no es posible asignar caracteres comunes á estas sustancias.

1022. Fermentos.—Los progresos de la micrografía y de la análisis química han dado á conocer dos clases de fermentos; unos son *séres organizados* y vivos (*microbios*) vegetales ó animales (*microfitos* ó *microzoos*), *insolubles* ó *figurados* á los que tanta importancia se dá hoy para explicar la etiología de gran número de enfermedades y otros son compuestos orgánicos, *solubles* y *amorfos*, en los que no se observa ningún indicio de organización. Entre los primeros pueden citarse como ejemplos, los *mycoderma*, *cryptococcus*, *penicilium*, etc., cuyos gérmenes existen en el aire y cuyo desarrollo en diferentes vehiculos ha sido estudiado por Pasteur y otros sabios; entre los segundos, la *dias-tasa*, *ptialina* y *sinaptasa*. Los organizados tienen los caracteres propios de los séres que los constituyen.

Los solubles son muy parecidos en sus propiedades generales y se asemejan algo á las materias albuminoideas, de las que difieren por algunas cualidades; cuando están puros son incoloros, solubles

en el agua, insolubles en el alcohol y los precipitan de sus disoluciones los acetatos de plomo; actúan de una manera desconocida, pero su acción es específica y puede ser reemplazada por ciertos agentes químicos, como el ácido sulfúrico. Se les puede aislar tratando los líquidos que les contienen por ácido fosfórico, añadiendo después agua de cal en exceso para que se forme fosfato tricálcico, que al precipitarse arrastra consigo las materias albuminoideas y los fermentos; el precipitado se lava con agua que disuelve á estos y se precipitan de esta disolución por el alcohol.

1023. División de las fermentaciones.—Se han clasificado de diferente manera según se haya tomado como base la naturaleza del fermento, la sustancia fermentescible, el producto de la fermentación ó algunos de estos caracteres reunidos.

Por la naturaleza del fermento se han dividido en *verdaderas y falsas*; las primeras son las producidas por los fermentos organizados y las segundas por los no organizados; se incluyen entre las primeras la alcohólica, acética, láctica, etc., y entre las segundas, la transformación del almidón en glucosa por la diastasa, la sinápica, etc.

Por el producto que se desarrolla reciben los calificativos de *alcohólica, láctica, butírica, acética, sinápica*, etc.

Por los cambios que puede experimentar la materia fermentescible, atendiendo además á su naturaleza y á la del fermento, las dividió Berthelot en fermentaciones por *desdoblamiento*, por *hidratación*, por *deshidratación*, *isoméricas*, etc.

1024. Condiciones indispensables para que se verifiquen las fermentaciones.—Además de la sustancia fermentescible y del fermento particular ó específico de la fermentación que se quiere producir, es necesario el concurso: 1.º del *aire*, por lo menos al comenzar aquella, puesto que es el receptáculo de los esporos de gran número de vegetales y animales microscópicos: 2.º del *agua*, á fin de que el fermento pueda actuar sobre la sustancia fermentescible; ningún ser vivo puede desarrollarse sin la humedad suficiente: 3.º de una *temperatura conveniente*, que no debe bajar mucho de 20º ni elevarse á mas de 40º; temperaturas muy bajas ó elevadas impiden la fermentación, porque los fermentos pierden su actividad y aun pueden destruirse: 4.º *tiempo* necesario para que se desarrolle la acción puesto que esta no es instantánea, sino sucesiva.

1025. Hipótesis para explicar las fermentaciones.

—No se conoce con evidencia la manera de actuar los fermentos sobre las sustancias fermentescibles, es decir, la verdadera causa de las fermentaciones, á cuya investigación se han dedicado desde el siglo XVII hasta nuestros días, hombres muy eminentes, dando origen á una de las discusiones más interesantes que se registran en los anales de las ciencias. No es posible en una obra elemental dar á conocer todas las hipótesis emitidas en diversas épocas para explicar las fermentaciones; las que mas partidarios han tenido y aún tienen, son la llamada teoría *dinámica* (Liebig) y la *fisiológica* (Pasteur).

La primera supone que los fermentos son sustancias en descomposición y por consiguiente en gran movimiento, el que comunican á las sustancias fermentescibles, dando lugar á la fermentación; según esta hipótesis las fermentaciones son fenómenos debidos á la transmisión de las vibraciones atómicas del fermento en descomposición á la sustancia fermentescible, descomponiéndola, de la misma manera que una vibración muy ligera basta para descomponer el yoduro de nitrógeno (380).

La segunda admite que los fermentos son seres vivos que ejercen sus actos fisiológicos á expensas de las sustancias fermentescibles, á las que transforman de muy diversas maneras en el interior de sus órganos y que están sujetos á las mismas causas de destrucción que los seres de un orden superior; para que se desarrollen estos fermentos son necesarias sustancias nitrogenadas solubles, sustancias hidrocarbonadas y ácido fosfórico ó fosfatos. No existe conformidad entre los partidarios de esta hipótesis acerca de como se verifican las transformaciones resultado de estas fermentaciones.

Apesar de que ninguna de estas hipótesis explica todos los fenómenos que tienen lugar en las fermentaciones, la fisiológica es la que cuenta hoy con más partidarios puesto que comprende mayor número de hechos.

Síntesis orgánica.

1026. Su objeto.—Además de los anteriores medios para obtener las sustancias orgánicas artificialmente, se conoce otro muy importante cual es la *síntesis orgánica*; su objeto es la formación de las especies químicas orgánicas uniendo los elementos inorgánicos que las constituyen. Apesar de que los químicos estaban persuadidos de que solo por la síntesis se podían comprobar los resultados de la análisis, se creyó imposible durante mucho tiempo poder formar los principios inmediatos orgánicos uniendo los elementos inorgánicos por medio de los agentes físicos y químicos de que se dispone en los laboratorios, porque hasta los químicos mas eminentes creyeron era absolutamente necesario el concurso de la fuerza vital para formarlos.

El primero que consiguió formar sintéticamente un principio inmediato, la *urea*, fué Wöhler en 1828; diez y siete años despues Kolbe

formó por síntesis el *ácido acético*; pero el que ha dado á esta parte de la ciencia toda la importancia que hoy tiene ha sido Berthelot que en 1860 publicó una obra muy notable (1) en la que no solo dió á conocer los procedimientos para realizar la síntesis de gran número de sustancias orgánicas, sino que propuso un nuevo método para estudiarlas siguiendo el orden lógico de marchar de lo sencillo á lo complicado. No debe olvidarse que el objeto de la síntesis es solo la formación de las especies químicas, no la de las mezclas de estas que constituyen las células, los tejidos y los órganos de los seres dotados de vida.

Para efectuar la síntesis de las sustancias orgánicas ha seguido Berthelot un camino inverso del que se sigue en su análisis; en este se descomponen las moléculas en otras de constitución mas sencilla, estas á su vez se desdoblan en otras todavía mas sencillas y así sucesivamente hasta llegar á los elementos químicos que las forman; para sintetizarlas se comienza uniendo los elementos que han de formar los compuestos orgánicos mas sencillos, que son los carburos de hidrógeno cuya *síntesis total* realizó Berthelot por varios medios (la del *acetileno* (C_2H_2) uniendo directamente el carbono con el hidrógeno por la influencia del arco voltánico, la del carburo tetrahídrico ó *formeno* por la acción de una mezcla de gas sulfhídrico y de vapor de bisulfuro de carbono, sobre cobre al rojo etc.); con estos carburos de hidrógeno y el oxígeno, el agua, los ácidos minerales etc., formó compuestos mas complicados, unos idénticos á los naturales y otros análogos á ellos, llegando á formar moléculas bastante complejas como las de las grasas y otras.

No es posible en una obra elemental exponer el gran número de hechos que la ciencia debe á la síntesis orgánica; al estudiar algunos cuerpos en particular se darán á conocer los procedimientos que se siguen para formarlos sintéticamente.

ANÁLISIS ORGÁNICA.

1027. Definición y división.—Es la parte de la Química orgánica que tiene por objeto separar las especies químicas de los materiales que las contienen y determinar su composición elemental. Se divide en dos partes que se llaman *análisis inmediata* y *análisis elemental*.

(1) *Chimie organique fondée sur la synthèse* par M. Berthelot.—Paris 1860.

Es fácil por medio de ejemplos distinguir el diferente objeto de estas dos partes de la análisis orgánica; el zumo de un limón es un material orgánico del que es posible separar, sin que experimenten ninguna alteración, ciertos principios inmediatos, como el *ácido cítrico*, dos *azúcares* (glucosa y sacarosa), una *sustancia albuminoidea*, varias *sales*, *agua*, etc.; esta separación constituye el objeto de la *análisis inmediata*. A su vez sometiendo el ácido cítrico, la glucosa, la sacarosa, etcétera, á los procedimientos analíticos que se describirán mas adelante, se averigua que están constituidos por *carbono*, *hidrógeno*, *oxígeno* etc., y la cantidad que de cada uno de estos elementos contienen, es decir, se hace su *análisis elemental*.

ANÁLISIS INMEDIATA.

1028. Definición.—*Es la parte de la análisis orgánica que se ocupa de la separación de las especies químicas de los materiales orgánicos que las contienen.* Como aquellas pueden estar mezcladas ó combinadas en los materiales orgánicos, de aquí el que para separarlas haya que emplear procedimientos físicos ó químicos.

1029. Procedimientos físicos.—Los que se emplean están en relación con la naturaleza del material orgánico y con la de las sustancias que de él quieren separarse. Comienza generalmente por una série de operaciones preliminares, como la disección anatómica, la división en sus diversas manifestaciones etc.; que disponen el material para poder aplicar los agentes mecánicos y físicos en las condiciones más favorables; después se emplean medios mecánicos, como los dedos solos ó auxiliados de pinzas, los tamices, los chorros de agua, la presión (extracción de aceites fijos, de zumos) etc., ó medios físicos, como la diferente densidad, la decantación, la filtración etc.; otras veces hay que utilizar la acción del calor para separar las sustancias fusibles (como ciertas grasas) ó volátiles de las que no lo son, ó bien mezclas de sustancias volátiles para lo cual se acude á las *destilaciones fraccionadas*, es decir, destilaciones en las que se hace la separación de los productos que destilan á diferentes temperaturas ó presiones; también se emplea para separar sustancias sólidas volátiles la sublimación que se practica de diferentes maneras, una de las cuales representa el aparato de la fig. 130, que consiste en una cápsula en la que se coloca el material orgánico, cubierta por un cono de cartulina en cuyas paredes

interiores se condensa el vapor de la sustancia volátil, generalmente en forma cristalina.

Otro medio físico más general es la disolución (11) en disolventes neutros, como el agua, alcoholes, éteres, cloroformo, sulfuro de carbono etc., disolventes que deben guardar relación con la naturaleza de

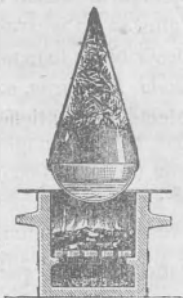


Fig. 130—Sublimación.

las sustancias que se trata de disolver; este medio recibe diferentes nombres según la temperatura y las condiciones en que se opera; se llama *maceración* cuando el disolvente actúa sobre el material á la temperatura ordinaria todo el tiempo necesario para que se disuelvan las sustancias solubles; *lixiviación* cuando se quieren obtener las disoluciones con la menor cantidad posible de disolvente empleando para ello los aparatos llamados de reemplazo; *digestión* cuando se efectúa á una temperatura superior á la ordinaria pero inferior á la de la ebullición del disolvente; se practica en aparatos llamados digestores de los que los más empleados son el de Payen y el de Kopp; *infusión* si la sustancia se pone en contacto del disolvente cuando está hirviendo, haciendo cesar la ebullición en el acto; *decocción* cuando se hace hervir el cuerpo con el disolvente durante algún tiempo.

Las diversas sustancias que un disolvente puede extraer de un material orgánico se separan entre sí muchas veces haciéndolas cristalizar puesto que las menos solubles lo harán antes que las más solubles (*cristalización fraccionada*) y si algunas lo hacen al mismo tiempo pueden separarse por la diferente forma ó color de los cristales.

DIALISIS.—Se conoce un procedimiento moderno aplicable á la separación de las sustancias que se difunden y cristalizan fácilmente (*cristaloides*) de las que se difunden difícilmente y no cristalizan (*coloides*); este procedimiento debido al inglés Graham (1861) recibió de su autor el nombre de *dialisis*, que quiere decir, disolución que pasa al través de un medio; es un caso especial de la difusión ó sea del movimiento molecular que adquieren los fluidos al mezclarse; esta difusión no puede confundirse con una filtración, porque se efectúa al través de membranas impermeables.

Los aparatos en que se practica reciben el nombre de *dialisadores* y consisten en un aro de madera ó de otra sustancia (vidrio, guttaper-

cha etc.), al que se ajusta, sujetándola á uno de sus bordes con una cuerda ó por otro medio, la membrana de papel pergamino humedecido (300) que ha de formar el fondo del dialisador y que al desecarse queda muy tensa; sobre esta membrana se pone el material orgánico ó la mezcla que se ha de someter á la dialisis, convenientemente humedecida y á su vez el dialisador se coloca en una cápsula ó en otra vasija que contenga agua destilada, de manera que penetre su fondo dentro del agua unos milímetros; trascurridas algunas horas, las sustancias cristaloides han pasado al través de la membrana á disolverse en el líquido exterior y las coloides quedan en el dialisador. Este procedimiento á recibido numerosas aplicaciones no solo á la análisis inmediata, sino también á la Toxicología (400) (1).

1030. Procedimientos químicos.—Cuando las especies químicas que se quieren separar están combinadas, hay que emplear la acción de distintos reactivos que hagan entrar en una combinación determinada al principio inmediato que se intenta aislar, separándole de los demás con quienes estaba unido. Los reactivos que generalmente se emplean en la análisis inmediata son ciertos ácidos, los álcalis y otros óxidos metálicos, algunas sales, etc.

Los ácidos que ordinariamente se emplean son el *sulfúrico*, el *clorhídrico*, el *acético*, el *tánico*, etc.; los muy enérgicos se usan diluidos para que no modifiquen á las sustancias sobre las que se les hace actuar; su objeto es generalmente el de descomponer las sales naturales para transformarlas en otras solubles ó insolubles.

Los álcalis *potasa*, *sosa* y *amoníaco* y algunas veces la *barita*, la *cal* y la *magnesia*, sirven como los ácidos para descomponer ciertas sales, dejando en libertad la base orgánica (alcaloide) de las mismas; para saponificar las grasas á fin de aislar los ácidos grasos, etc.

Son de mucho uso además en la análisis inmediata algunas sales, como el *acetato neutro de plomo* y el *triplúmbico*, que forman compuestos insolubles con ciertos ácidos y con varias sustancias neutras; el *masicot* y el *litargirio* que reemplazan en algunas ocasiones á los acetatos anteriores; la *alúmina* y los *óxidos de estaño*, para aislar muchas materias colorantes con las que forman lacas; el *carbón animal*, para descolorar ciertos líquidos, facilitando la cristalización de las sustancias que tienen disueltas, etc.

1031. Incineración.—Complemento de la análisis inmediata

(1) Para más detalles véase la «*Historia y juicio crítico de la dialisis considerada como procedimiento analítico.*» Memoria escrita por nuestro querido amigo el ilustre catedrático Dr. D. Manuel Sáenz Díez y premiada por la Academia Médico-quirúrgica madrileña.—Madrid 1871.

es la determinación de las sustancias minerales fijas que existen en los materiales orgánicos, para lo cual se les somete á la acción del calor en contacto del aire á fin de que se quemen completamente dejando como residuo aquellas, constituyendo las cenizas, por lo que esta operación se llama *incineración*.

Hay sustancias cuya incineración se efectúa con mucha dificultad y es necesario auxiliarla por una corriente de aire muy intensa (hornos de viento) ó mezclándolas con cuerpos, como la barita y la esponja de platino, que las den porosidad, ó con otros que las cedan oxígeno fácilmente para quemar su carbono.

Los compuestos inorgánicos que generalmente constituyen estas cenizas son cloruros, sulfatos, fosfatos, carbonatos, etc., de sodio, calcio, magnesio, aluminio, hierro, etc.

1032. Carácterés de la especie química orgánica.—

Para conocer si un cuerpo separado de un material orgánico por los medios anteriores es ó no una especie química, debe atenderse á los caracteres siguientes:

1.º *Forma*.—Las especies orgánicas sólidas susceptibles de *cristalizar* dan siempre cristales de la misma forma, aun cuando procedan de disoluciones en vehiculos diferentes.

2.º *Punto de fusión*.—Si son fusibles se funden siempre á una misma temperatura que es constante durante todo el tiempo que dura la fusión.

3.º *Punto de ebullición*.—Las sustancias orgánicas que pueden hervir sin alterarse tienen un punto de ebullición constante. Este carácter no es de mucho valor sino se determina su constancia á presiones diferentes porque algunas mezclas tienen la propiedad de hervir á una misma temperatura.

4.º *Acción de los disolventes*.—Una especie química es insoluble ó se disuelve siempre la misma cantidad en un disolvente neutro, si son las mismas las condiciones en que se opera.

5.º *Combinaciones que puede formar*.—Las especies orgánicas combinándose unas con otras dan compuestos definidos y de caracteres constantes y separadas de estas combinaciones conservan sus caracteres propios, lo que no sucede con las que no son puras ó lo que es lo mismo, con las mezclas.

6.º *Constancia en la composición*.—Las especies orgánicas tienen como todas las especies químicas, una composición constante, hecho que se demuestra por la *análisis elemental*.

ANÁLISIS ELEMENTAL.

1033. Definición y división.—*Es la parte de la análisis orgánica que tiene por objeto determinar la composición elemental de las especies orgánicas*, es decir, que enseña los procedimientos para averiguar cuáles son los elementos que forman dichas sustancias y en qué cantidad entra cada uno de ellos. Consta por lo tanto de dos partes, que son la *cualitativa* y la *cuantitativa*.

1034. Análisis cualitativa. Aunque menos importante que la cuantitativa, debe precederla porque los procedimientos que para esta se siguen varían según que la sustancia contenga ó no ciertos elementos, conocimiento que se adquiere por la análisis cualitativa.

De los elementos que constituyen las sustancias orgánicas (**1017**) la investigación del *carbón* no tiene otro interés que el de cerciorarse si el cuerpo de que se trata es ó nó orgánico, puesto que aquellos que no le contienen no pueden ser considerados como tales; esta investigación se practica sometiendo la sustancia á la acción del calor en la forma que se dijo (**1019**); dejará un residuo carbonoso si contiene dicho elemento; el *hidrógeno* se demuestra por la formación de agua ó de carburos de hidrógeno, cuando se queman las especies orgánicas que le contienen; el *oxígeno* no se acostumbra á investigarle cualitativamente y su existencia se demuestra en la análisis cuantitativa por diferencia entre el peso de la sustancia sometida al análisis y los del carbón ó hidrógeno determinados.

Más interés ofrece la determinación del *nitrógeno*, porque los procedimientos cuantitativos son muy diferentes según que la sustancia sea nitrogenada ó nó. Si se dispone de bastante cantidad de aquella, se la calienta en un tubo de ensayo mezclada con un poco de potasa cáustica, y si es nitrogenada se desprende amoniaco que se reconoce por su olor, porque dá humos blancos con el ácido clorhídrico y vuelve azul un papel rojo de tornasol, humedecido, que se aplica á la boca del tubo. Si la cantidad de sustancia de que se dispone es pequeña ó cuando ésta es muy poco nitrogenada, se la calienta con un fragmento de potasio en el extremo cerrado de un tubito estrecho de vidrio, para que se forme cianuro potásico; se trata la masa resultante por agua á la que se adiciona una sal ferroso-férrica y un poco de ácido clorhídrico puro y se producirá un precipitado azul de Prusia si la

sustancia contenía nitrógeno y por consiguiente si se formó cianuro de potasio.

Para demostrar si la sustancia contiene *azufre, fósforo ó arsénico*, se la quema con cuerpos oxidantes, como los nitratos alcalinos, á fin de transformar el azufre en sulfato, el fósforo en fosfato y el arsénico en arseniato alcalinos, que se reconocen después por sus caractéres.

Los *cuerpos halógenos* se demuestran calentando las sustancias con un álcali fijo ó con una tierra alcalina, muy puros, para formar cloruro, bromuro ó yoduro, que se caracterizan después por sus reactivos.

Los *metales* se investigan incinerando el compuesto orgánico y determinándolos en la ceniza por sus caractéres.

En ciertas sustancias orgánicas se pueden determinar directamente algunos de estos cuerpos como se hace en los compuestos inorgánicos.

1035. Análisis cuantitativa.—La primera condición para hacer la análisis cuantitativa de una sustancia es que sea químicamente pura y para cerciorarse de ello se atiende á los caractéres expuestos antes; además debe estar perfectamente desecada puesto que habiéndose de apreciar la cantidad de hidrógeno por la del agua que se produce en su combustión, sinó se la ha privado de toda la que contiene los resultados serán erróneos.

DESECACIÓN.—Se practica por varios procedimientos fundados en la evaporación de dicha agua, ya mediante una elevación de temperatura, ya por una corriente de aire seco, ya por una disminución de presión, etc.; estos procedimientos se conocen con los nombres de desecación en *aire seco*, en *aire caliente*, en *aire caliente y seco*, en el *vacío*, etc.; los aparatos que se emplean son muy variados, pero los que más se usan son la estufa de Gay-Lussac y la de aire caliente, cuando la sustancia pueda experimentar una temperatura elevada sin volatilizarse ni descomponerse. Conocido su peso antes de someterla á la desecación, la disminución de aquél expresa la cantidad de agua que la sustancia contiene; cuando se tengan dos pesadas sucesivas iguales es prueba de que ya no pierde más agua.

DIVISIÓN DE LOS PROCEDIMIENTOS PARA PRACTICAR EL ANÁLISIS.—Son diferentes según que la sustancia esté formada por carbono é hidrógeno ó por carbono, hidrógeno y oxígeno ó contenga además nitrógeno ó algún otro elemento; según esto los procedimientos analíticos se dividirán de la siguiente manera: 1.º *determinación del carbono, hidrógeno y oxígeno*; 2.º *del nitrógeno*; 3.º *de los demás elementos*.

1036. Determinación del carbono, del hidrógeno y del oxígeno.—Está fundada en la propiedad que tienen el carbono y el hidrógeno de las sustancias orgánicas, cuando se las somete á una temperatura elevada en presencia de un cuerpo que las ceda fácilmente oxígeno (*combustión*), de transformarse en anhídrido carbónico y agua respectivamente, de cuyas cantidades se pueden deducir fácilmente las de aquellos elementos. El oxígeno se determina por diferencia, es decir, restando del peso de la sustancia sometida al análisis lo que pesan el carbono más el hidrógeno; si esta diferencia fuese cero es prueba de que aquella no contiene dicho elemento (1).

No consiente la índole de una obra elemental que se expongan en ella los diversos procedimientos que se han seguido para hacer la combustión de las sustancias orgánicas, por lo cual no se dará más que una idea general del que hoy se emplea, que es el de Liebig con algunas modificaciones.

1037. Procedimiento de Liebig.—Está fundado en la propiedad que tiene el óxido cúprico de ceder su oxígeno á las sustancias orgánicas que con él se calientan, para transformar su carbono en *anhídrido carbónico* y su hidrógeno en *agua*, que recogidos convenientemente se pueden pesar. En algunos casos se emplea el cromato de plomo en sustitución del óxido cúprico.

El óxido negro de cobre preparado por alguno de los procedimientos que se dieron á conocer (843) se le calcina poco antes de ser empleado para que pierda todo el agua que puede tener interpuesta y cualquiera cuerpo orgánico extraño que le impurifique y que serían causa de error.

La sustancia que se vá á someter á la combustión, previamente pulverizada si es sólida, desecada y pesada, se mezcla con dicho óxido y se introduce en un *tubo de combustión* bien limpio y seco, de vidrio poco fusible, de unos 60 centímetros de largo por 9 á 15 milímetros de diámetro y unos 2 milímetros de grueso, cerrado y estirado en punta por uno de sus extremos, de manera que forme un ángulo obtuso. Si es líquida y fija se la coloca en una navecita de vidrio ó de porcelana que se introduce dentro del tubo de combustión, y si es volátil, se la encierra en una esferita ó ampolla de vidrio que se coloca dentro del tubo, entre el óxido de cobre. La cantidad que debe tomarse depende de circunstancias particulares, pero por término medio en la generalidad de los casos debe ser de 30 á 50 centigramos.

Cerrado el tubo de combustión por un buen tapón de corcho bien seco y atravesado por un tubito de vidrio, se le envuelve en una hoja delgada de cobre ó de latón para evitar que se deforme, y se le coloca

(1) Se conocen algunos procedimientos para determinar directamente el oxígeno, debidos á *Baumhauer*, *Stromeyer* y *Maumené*, pero no deben ser empleados más que en casos excepcionales porque son muy largos y exigen muchas precauciones para que sus resultados sean exactos.

en el *hornillo de combustión*, que es de palastro, de forma rectangular, más estrecho por su base y se alimenta con carbones encendidos; hay otros de distinta forma B (fig. 131) que se alimentan con mecheros de gás del alumbrado; la estremidad cerrada se pone de manera que la punta mire hácia arriba y la abierta ha de salir algo fuera del hornillo; á esta se adapta por medio de un tubo de goma otro de vidrio con *cloruro cálcico* para absorber el agua producida en la combustión de la sustancia orgánica; este tubo, que se pesa antes, puede ser recto con uno ó dos ensanchamientos esféricos ó tener *j, g*, forma de U que es preferible; á uno de sus estremos se adapta otro *h*, llamado *tubo de bolas de Liebig*, compuesto de cinco esferas de vidrio delgado; se introduce en él lejía de potasa que marque unos 45° areométricos y que ocupe las tres bolas inferiores, para absorber el anhídrido carbónico; el peso de este tubo se determina también previamente. Se acostumbra á poner el tubo de bolas en comunicación con otro *i*, en forma de U, que contenga fragmentos de potasa cáustica para retener algo de anhídrido carbónico que no haya sido absorbido en el anterior.

Se calienta el tubo de combustión gradualmente y de delante atrás y comienzan á desprenderse burbujas del aire encerrado en el aparato y después del anhídrido carbónico producido por la combustión de la sustancia, que es absorbido por la potasa; el agua es absorbida por el cloruro cálcico; cuando se ha calentado el tubo de combustión en toda su longitud y ya no se desprenden más burbujas gaseosas, es prueba de que ha terminado la operación; pero como en el interior de aquel existe vapor acuoso y anhídrido carbónico que hay que hacer llegar al cloruro cálcico y á la potasa, para que sean absorbidos, se rompe su punta afilada y al mismo tiempo se aspira por la estremidad libre del último tubo ó bien aquella se pone en comunicación por medio de un tubo de goma con un gasómetro A lleno de oxígeno que se hace pasar previamente por un tubo de bolas *d* y por dos tubos en U, *e* y *f*, que contienen potasa y piedra pomez impregnada de ácido sulfúrico.

Pesando nuevamente el tubo del cloruro cálcico y los de la potasa, el aumento de peso que hayan experimentado será el del agua y el del anhídrido carbónico que han absorbido, de los que se deduce fácilmente por los pesos atómicos y moleculares, el del hidrógeno y del carbono que contenía la sustancia sometida al análisis; si la suma de estos pesos es igual al de aquella, prueba que no contenía oxígeno, pero si es menor, la diferencia representa su cantidad.

El procedimiento tal cual le ideó Liebig ha sufrido algunas modificaciones que tienen por objeto evitar ó por lo menos disminuir varias causas de error que en él existían, con lo que se ha conseguido hacerle muy exacto.

El cálculo de las cantidades de carbono y de hidrógeno se hace por medio de proporciones muy sencillas; en efecto, cada molécula de anhídrido carbónico pesa 44 y contiene 12 de carbono y cada una de agua, que pesa 18, contiene 2 de hidrógeno; con estos datos y los pesos del anhídrido carbónico y del agua obtenidos en la combustión, es fácil formar proporciones cuya resolución dará las cantidades de carbono é hidrógeno. Estas y la de oxígeno, si le hay, se refieren después á 100 partes de sustancia.

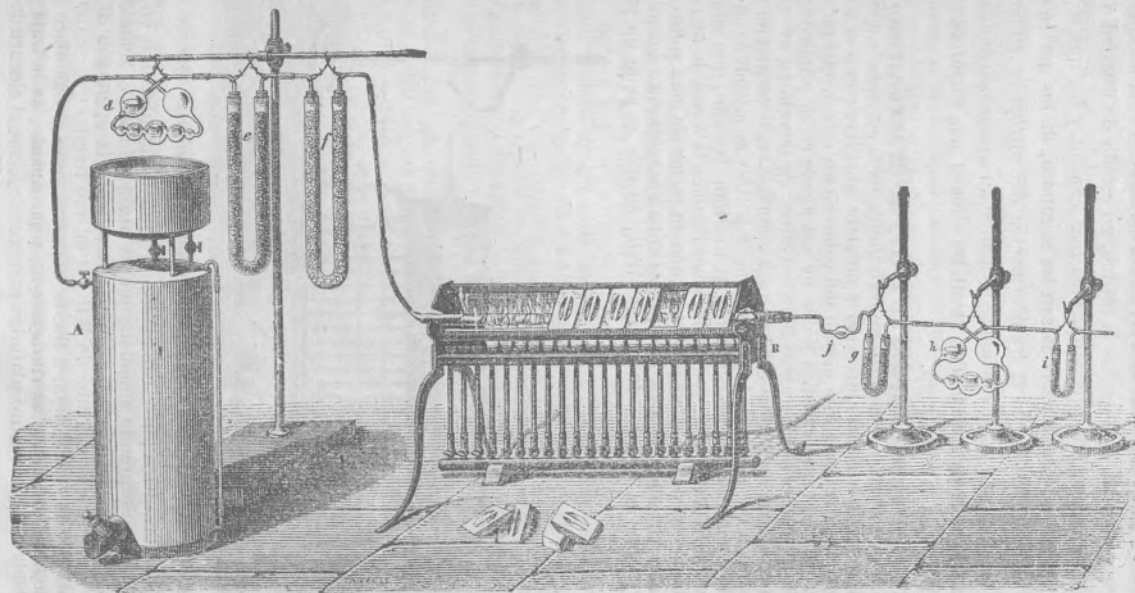


Fig. 131.—Aparato para determinar el carbono, hidrógeno y oxígeno de las sustancias orgánicas.

1038. Determinación del nitrógeno.—Puede hacerse en *volumen* y en *peso*, ó lo que es lo mismo, en estado de libertad ó en el de combinación. Los procedimientos mas exactos y los que se siguen casi siempre en la práctica son los segundos, de los que se conocen varios fundados en la transformación del nitrógeno en amoníaco, siempre que no se encuentre formando un compuesto oxigenado, cuando se la calienta con un álcali. De ellos el mas importante es el de Will y de Warrentrapp.

1039. Procedimiento de Will y de Warrentrapp.—El álcali que se emplea en este procedimiento es la *cal sodada ó sosa-da*, que es mas enérgica que la cal y no ataca al vidrio como la sosa; se prepara sometiendo á la acción del calor en un crisol, una mezcla de una parte de sosa cáustica y dos de cal apagada; el producto resultante se conserva en frascos bien cerrados. Se mezcla en un mortero la sustancia cuyo nitrógeno se vá á determinar, desecada de antemano, con un exceso de la cal sodada en polvo y se introduce en un tubo de combustión semejante á los que se han descrito, que comunica con otro A (fig. 132) que puede tener también la forma de un tubo encorbado con dos ensanchamientos, uno en forma de pera y otro esférico del que nace un apéndice que termina en agujero casi capilar, y que recibe el nombre de *tubo de Will*; en este se pone un poco

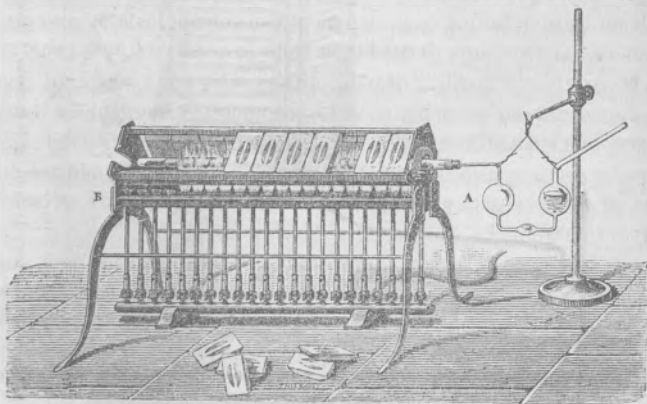


Fig 132.—Aparato para determinar el nitrógeno de las sustancias orgánicas.

de ácido clorhídrico puro; calentando el tubo de combustión en un hornillo B se desprende amoníaco que es absorbido por el ácido clorhídrico para formar cloruro amónico; terminada la operación se aspira por el extremo del tubo de Will, al mismo tiempo que se rompe la punta del de combustión, á fin de arrastrar todo el amoníaco hacia el ácido clorhídrico; se vierte este en una cápsula, se le trata por una disolución de cloruro platinico para que se forme el cloruro doble

de platino y de amonio (1009), que recogido convenientemente, secado y pesado, permite calcular la cantidad de nitrógeno.

En efecto, cada molécula de dicho cloruro doble, que pesa 446,5, contiene dos átomos de nitrógeno, que pesan 28, con cuyos números y el peso del cloroplatinato obtenido es fácil formar una proporción que dé el peso del nitrógeno que hay en la cantidad de sustancia analizada; después se refiere á 100 partes. Se puede calcinar el cloroplatinato y por el peso del platino metálico obtenido comprobar el del nitrógeno hallado.

1040. Procedimiento de Peligot.—Siendo necesario para algunas industrias determinar con mas rapidez que por el procedimiento anterior, aunque no con tanta exactitud, el nitrógeno de algunas sustancias (alimentos, abonos, etc.), Peligot ideó recoger el amoniaco que se desprende del tubo de combustión, en ácido sulfúrico diluido en agua, pero valorado de antemano; por un procedimiento acidimétrico se averigua cuanto ácido sulfúrico ha quedado sin neutralizar por el amoniaco y restando esta cantidad de la del ácido que se puso en el tubo antes de la combustión, la diferencia será el que ha sido neutralizado por aquel, cuya cantidad permite calcular la del amoniaco y por consiguiente la del nitrógeno (1).

1041. Determinación de los demás elementos.—El mejor medio para determinar el *azúfre*, el *fósforo* y el *arsénico*, consiste en transformarlos respectivamente en sulfato, fosfato ó arseniato solubles, según se dijo (1034) tomando para ello un peso conocido de la sustancia y analizar después dichas sales por los procedimientos empleados en la análisis de los compuestos inorgánicos. De la misma manera puede hacerse la determinación cuantitativa del *cloro*, *bromo* y *yodo*, transformándoles en cloruro, bromuro ó yoduro solubles, si ya no lo están y precipitándoles en estado de cloruro, bromuro ó yoduro argénticos, por medio del nitrato de plata.

Los *metales* se determinan incinerando un peso conocido de la sustancia con las precauciones convenientes é investigando su cantidad en la ceniza obtenida, como enseña la análisis de los cuerpos inorgánicos.

Determinación del peso molecular y de las fórmulas de las sustancias orgánicas.

1042. Su objeto.—El análisis elemental de las especies orgánicas dá á conocer su composición centesimal, pero no expresa de una

(1) El Dr. Saenz Díez ha introducido una modificación en este procedimiento que consiste en sustituir el tubo de combustión de vidrio, por otro de hierro (el cañón de una carabina). Véanse las páginas 264 y 265 de la Memoria citada en la página 134 de este libro.

manera directa cual es su peso molecular (ó su equivalente), ni la fórmula de sus moléculas, cuyo conocimiento es tan necesario para establecer las relaciones que entre ellas existen y para explicar sus transformaciones por los diversos agentes.

La determinación de las fórmulas de las sustancias orgánicas exige el conocimiento de su composición centesimal y el de su peso molecular; por consiguiente se expondrá primero lo relativo á este.

1043. Determinación de los pesos moleculares.—

Para dar á conocer esta determinación es conveniente hacerlo separadamente de los *ácidos*, de las *bases* y de las *sustancias neutras*.

PESO MOLECULAR DE LOS ÁCIDOS.—Se les transforma en una sal anhidra, de la que se hace el análisis y conociendo la cantidad de metal que contiene, es fácil calcular por el peso atómico de este, el molecular del ácido. [Las sales que se emplean con este objeto son las de plata y las de plomo.

Si se trata de averiguar el peso molecular del *ácido acético*, se le transforma en acetato de plata, se toma una cantidad conocida de esta sal y se calcina, quedando la plata pura que se pesa y con estos datos es fácil hacer el cálculo necesario para obtener dicho peso molecular, de la manera siguiente:

Supóngase que se han tomado 100 partes de acetato argéntico puro y que calcinados han dejado 64,67 partes de plata metálica; sabiendo que el peso atómico de la plata es 108, se planteará la siguiente proporción:

64,67: 100:: 108: x; de donde $x = 167$ *peso molecular del acetato argéntico*. Pero esta sal no es mas que el ácido acético en el que un átomo de hidrógeno ha sido reemplazado por la plata, luego si de 167 se resta 108 y al resto 59 se le agrega 1 (*peso atómico del hidrógeno*) se tendrá 60, que será el *peso molecular* de dicho ácido.

Cuando se trata de ácidos polibásicos en vez del peso atómico del metal se hace intervenir en el cálculo este peso multiplicado por tantas unidades cuantas sean las que expresen la basicidad del ácido.

PESO MOLECULAR DE LAS BASES.—Se las transforma en sal combinándolas con un ácido, que generalmente es el clorhídrico porque se une fácilmente con los alcaloides para formar clorhidratos; se determina la cantidad de dicho ácido viendo el que absorbe un peso dado del alcaloide, ó también precipitando el cloro de la sal en estado de cloruro argéntico, cuyo peso dá el del cloro y por lo tanto el del ácido, y con estos datos y el peso molecular del ácido clorhídrico, es fácil calcular el que corresponde al alcaloide.

Si se quiere determinar, por ejemplo, el peso molecular de la *morfina*, se hallará que 100 partes del alcaloide absorben ó se combinan con 12,807 de ácido clorhídrico y siendo 36,46 el peso molecular de este, se forma la proporción siguiente:

12,807 : 100 :: 36,46 : x ; de donde $x = 285$ *peso molecular de la morfina*.

Cuando se trate de una base poliácida habrá que tenerlo en cuenta para hacer intervenir en el cálculo el número correspondiente de moléculas de ácido.

PESO MOLECULAR DE LAS SUSTANCIAS NEUTRAS.—Algunas de estas sustancias tienen la propiedad de combinarse con otras formando compuestos definidos, por medio de los cuales se deduce el peso molecular de aquellas, siguiendo el mismo procedimiento que se ha dicho para los ácidos y bases. Así por ejemplo, el azúcar forma un compuesto definido con el óxido de plomo, algunos carburos de hidrógeno, como la esencia de trementina y sus congéneres, se combinan con el ácido clorhídrico; estos compuestos sirven para hacer la determinación del peso molecular, siguiendo la misma marcha que la empleada para los ácidos y las bases.

1044. Determinación de los pesos moleculares por la densidad de los vapores.—Muchas sustancias no forman combinaciones definidas con otras que puedan servir para hallar su peso molecular, pero tienen la propiedad de reducirse á vapor; determinando la densidad de este á temperaturas todo lo más distantes posible de aquella á que se produce, empleando para ello los procedimientos que la Física enseña, y refiriendo esta densidad á la del hidrógeno como se dijo (65) al ocuparse de la determinación de los pesos moleculares en general, se tendrá el de las sustancias orgánicas volátiles. Hay algunas sustancias fijas que producen derivados volátiles por medio de reacciones tan sencillas, que se puede fijar fácilmente la relación que existe entre estos derivados y el cuerpo primitivo, cuya relación puede servir para hallar el peso molecular de éste.

1045. Determinación de las fórmulas de las sustancias orgánicas.—Cuanto se dijo (85) de las fórmulas *empíricas* y *racionales* y de la determinación de las primeras tiene aplicación á las especies orgánicas siendo el punto de partida para esta determinación su análisis elemental.

De todas las fórmulas de una sustancia será la verdadera la que contenga los elementos que la forman en tal proporción, que suma-

dos sus pesos atómicos den una suma igual ó sensiblemente igual al peso molecular de la misma sustancia determinado directamente.

Hecho el análisis elemental del ácido acético se halla que su composición centesimal es la siguiente:

Carbono....	40,00	$\left\{ \begin{array}{l} \text{dividiendo estas cantidades por los} \\ \text{pesos atómicos del } \textit{carbono}, \text{ del } \textit{hi-} \\ \text{drógeno y del } \textit{oxígeno} \text{ respectivamen-} \\ \text{te, se tendrá:} \end{array} \right.$	$\frac{40,00}{12} = 3,33 \text{ de C.}$
Hidrógeno..	6,66		$\frac{6,66}{1} = 6,66 \text{ de H.}$
Oxígeno....	53,34		$\frac{53,34}{16} = 3,33 \text{ de O.}$
	100,00		

Estos cocientes están en la misma relación que los números 1, 2 y 1, luego las fórmulas del ácido acético serán



pero el peso molecular hallado para este ácido es 60 (**1043**) luego la verdadera es la segunda ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$) porque sustituyendo en ella los pesos atómicos del carbono, hidrógeno y oxígeno, dán una suma igual á 60 que es el peso molecular.

1046. Isomería.—Ya se dió á conocer (**49**) lo que es la isomería; en la Química orgánica más que en la inorgánica, se hallan frecuentes y notables ejemplos de ella, hecho que debe tenerse muy en cuenta en la determinación de las fórmulas, porque las sustancias isómeras tienen la misma composición centesimal, siendo necesario por lo tanto para fijar su constitución, atender á otros caracteres.

Los cuerpos isómeros que tienen distinta magnitud molecular reciben el nombre de *polímeros*, como el ácido acético ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$) y la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$); pueden también tener la misma magnitud molecular pero estar ó suponerles constituidos por la unión de dos moléculas de diferente magnitud que se compensan respectivamente y se llaman *metámeros*, como el acetato de metilo ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2 = \text{C}_2\text{H}_5\text{O}_2(\text{CH}_3)$) y el formiato de etilo ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2 = \text{CHO}_2(\text{C}_2\text{H}_5)$).

1047 Fórmulas racionales.—Las fórmulas racionales de las especies orgánicas, como las de las inorgánicas, son la expresión de las hipótesis que se admiten para explicar su constitución y como aquellas son varias, también lo son las fórmulas de una misma sustancia.

En un principio se asimiló la composición de los compuestos orgánicos á la de los inorgánicos, que se estudiaron antes; después la Química orgánica ha progresado tanto que las tendencias van cambiando y hoy se asimilan las fórmulas de algunos compuestos minerales á las de aquellos.

Para poder aplicar el *dualismo* á las fórmulas de las especies orgánicas fué necesario admitir que en estas ciertos grupos de átomos hacían las veces que los elementos químicos en las inorgánicas y estos grupos vinieron á ser los llamados *radicales compuestos*, cuya teoría ha sido una de las que han producido resultados más fecundos en la Química orgánica, puesto que el deseo de comprobarla, aislando dichos radicales, ha hecho que se descubran gran número de cuerpos. Esta teoría ha ido modificándose á medida que la ciencia ha progresado, de tal manera, que en muchos grupos de compuestos son unas mismas las fórmulas de los inorgánicos y de los orgánicos.

Ya se ha dicho (90) que las *sustituciones* se estudiaron primero en las sustancias orgánicas y por consiguiente también á estas se aplicaron, antes que á las inorgánicas, las fórmulas *unitarias* y *típicas*, que fueron una consecuencia de aquellas. Asociada la teoría de los tipos á la de la *dinamicidad* (92), se aplica hoy para formular los compuestos orgánicos de la misma manera que los inorgánicos.

1048. Nomenclatura de las sustancias orgánicas.—

Se expondrá al estudiar en particular los distintos grupos de sustancias orgánicas porque si bien la de algunas cabe dentro de las reglas dadas á conocer al exponer la de los compuestos inorgánicos, hay otros cuyos nombres se forman siguiendo reglas particulares para cada grupo.

Clasificación de las sustancias orgánicas.

1049. Cuanto se dijo al comenzar la Química descriptiva (página 69), tiene aplicación aquí, siendo una de las cuestiones que más dificultades ofrecen en la Química orgánica la de establecer una buena clasificación; la dificultad para llegar á ella consiste en que es necesario conocer perfectamente los caracteres de las especies químicas que ha de comprender y como algunas de estas no pueden ser estudiadas por su inestabilidad, de una manera tan fácil como las inorgánicas, de aquí que se hayan ideado bastantes clasificaciones, ninguna de las cuales está exenta de defectos.

Todas las que hasta ahora se conocen se han basado en las propiedades físicas de las sustancias orgánicas, en el número y naturaleza de los elementos que las forman, en la proporción de estos ó en su constitución molecular. No consiente la extensión de una obra elemental detenerse á exponer las diversas clasificaciones que fundadas

en los caracteres mencionados antes se han dado á conocer desde la de Guyton de Morveau hasta nuestros días. Se expondrá únicamente el orden que se sigue en este libro para estudiar las especies orgánicas.

1050. Orden en que se van á exponer las sustancias orgánicas.—El corto número de lecciones que es posible dedicar al estudio de los compuestos orgánicos en los cursos de Química general, tal cual hoy se hallan organizados, y la necesidad de dar en ellas una idea, siquiera sea muy breve, de los principales grupos en que se han dividido dichos compuestos, es la causa de que se altere en este libro para algunos de aquellos el orden con que figuran en las varias clasificaciones modernas, á fin de adaptar mejor su estudio á las condiciones actuales de la enseñanza. Si se pudiera dedicar á esta todo el tiempo que era lógico se le dedicase, dada la importancia de esta rama de la Química, seguiríamos un orden algo distinto.

Se estudiarán en primer término los *carburos de hidrógeno*, que son de todos los compuestos orgánicos los de constitución más sencilla y de los que se derivan, ó se pueden suponer derivadas, todas ó casi todas las especies orgánicas, por diferentes reacciones; á continuación los *alcoholes*, *aldehidos*, *éteres* y otros derivados de los carburos de hidrógeno y que tienen con ellos y entre sí, relaciones interesantes; seguirán á estos los *ácidos orgánicos* y sus derivados, fijándose más particularmente en las *sales*; después se expondrán las *amidas orgánicas* y las *aminas* ó sean los alcaloides. Terminado el estudio de los grupos anteriores se dará una idea general de *Química biológica*, incluyendo en ellas alguna sustancia que tan importante papel desempeñan en las funciones de los seres dotados de vida.

De cada grupo de cuerpos se darán unas generalidades que eviten en lo posible el estudio particular de todos ellos, que se limitará á los más importantes, clasificándoles con arreglo á su dinamicidad.

CARBUROS DE HIDRÓGENO.

(hidrocarburos).

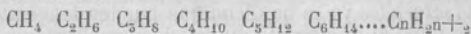
1051. HISTORIA.—El conocimiento de estos cuerpos data del año 1778 en que se descubrió el hidrógeno protocarbonado ó gás de los pantanos; desde dicha época se han ido descubriendo otros muchos, de tal manera que hoy forman un grupo numeroso é interesante de cuerpos, á los que los químicos más eminentes han dado una importancia extraordinaria, ya considerándoles como los radicales de los compuestos orgánicos, ya como núcleos al rededor de los cuales se agrupan otros elementos para formar dichos compuestos.

1052. Constitución de los hidrocarburos.—Ya se ha dicho (546) que el carbono forma con el hidrógeno numerosos compuestos llamados *carburos de hidrógeno* ó *hidrógenos carbonados*.

La constitución de estos cuerpos se deduce fácilmente de la tetra-

dinamicidad del carbono; en efecto, si un sólo átomo de este elemento no puede formar más que un solo carburo saturado (CH_4), varios átomos pueden unirse, saturándose entre si una ó más de sus dinamicidades, formando una cadena más ó menos larga en la que las dinamicidades libres pueden ser satisfechas por átomos de hidrógeno, total ó parcialmente; en el primer caso resultarán hidrocarburos *saturados* y en el segundo, *no saturados*, cuya cuantivalencia será igual al número de dinamicidades no satisfechas, pudiendo ser *monovalentes*, *bivalentes*, *tetravalentes*, etc.

Recordando lo que se dijo en la pág. 49, se tendrá que un número cualquiera n de átomos de carbono, al enlazarse unos con otros dejarán libres $2n+2$ dinamicidades, de suerte que dando á n los valores 1, 2, 3, 4..... se tendrán para $2n+2$ las cantidades 4, 6, 8, 10... .. respectivamente y por lo tanto los compuestos de carbono é hidrógeno resultantes serán:



Todos estos cuerpos son carburos de hidrógeno *saturados* y se llaman también *hidrocarburos fundamentales*.

Fijándose en sus fórmulas se observa que agregando CH_2 á cada término de esta série resulta el siguiente, es decir, que son *homólogos*, homología que se observa en muchos de los derivados que forman cuando en cada uno de estos hidrocarburos se sustituye la misma cantidad de hidrógeno por otra equivalente de otro elemento.

1053. Clasificación.—Se han dividido en grupos y en séries, formando el grupo los que contienen el mismo número de átomos de carbono y las séries los que se diferencian en una, dos, tres.... n veces CH_2 , como expresa el siguiente cuadro:

	SÉRIE 1.*	SÉRIE 2.*	SÉRIE 3.*	SÉRIE 4.*	SÉRIE 5.*
Fórmulas generales.	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	C_nH_{2n}	$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$	$\text{C}_n\text{H}_{2n-4}$	$\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$
Grupo 1. ^o	CH_4				
" 2. ^o	C_2H_6	C_2H_4	C_2H_2		
" 3. ^o	C_3H_8	C_3H_6	C_3H_4	C_3H_2	
" 4. ^o	C_4H_{10}	C_4H_8	C_4H_6	C_4H_4	C_4H_2
.					
.					

Como se vé los de la primera série son los saturados, puesto que contienen todo el hidrógeno necesario para cerrar la cadena que forman los átomos de carbono.

1054. Estado en la naturaleza.—Muchos existen en la

naturaleza, tanto en el reino mineral como en el orgánico, como por ejemplo la *nafta*, los *petróleos*, el *gas de los pantanos*, las *esencias hidrocarbonadas*, etc.; la mayor parte sin embargo son artificiales, formándose ya por metamorfosis que experimentan las sustancias orgánicas, ya por vía sintética.

1055. Propiedades.—Los hay gaseosos, líquidos y sólidos; algunos de los gaseosos necesitan grandes descensos de temperatura y presiones altas para liquidarse; casi todos son incoloros, su olor es empireumático por regla general y característico; los gaseosos son casi todos menos densos que el aire y de los demás les hay más y menos densos que el agua, insolubles ó muy poco solubles en esta y solubles en el alcohol y en el éter; se disuelven unos á otros y los líquidos son buenos disolventes de las resinas, de las grasas y de otros cuerpos; el calor les volatiliza sin descomponerles, necesitándose temperaturas muy elevadas para que se descompongan dejando un residuo de carbono (528); algunos se descomponen sometiéndoles á acciones eléctricas suficientemente enérgicas.

Son cuerpos neutros que se pueden referir al tipo hidrógeno sencillo ó condensado, en el que una porción de este está sustituido por un radical formado por todo el carbono y parte del hidrógeno del carburo; los *no saturados* ya se ha dicho que pueden tener un poder de combinación igual al número de dinamicidades libres que contienen, funcionando como radicales compuestos; todos son combustibles, arden con una llama brillante que desprende bastante humo; los gaseosos cuando se les respira pueden producir una anestesia mas ó menos completa.

Los *no saturados* pueden unirse al hidrógeno que necesitan para saturarse; los cuerpos halógenos, y sobre todo el cloro y el bromo, pueden sustituir á parte del hidrógeno de los hidrocarburos saturados produciendo derivados clorados, bromados, etc. algunos muy importantes y con los *no saturados* se combinan directamente; el oxígeno á temperatura elevada quema el hidrógeno y el carbono de estos cuerpos formando agua y anhídrido carbónico, á veces con detonación; algunos metales pueden reemplazar al hidrógeno de los hidrocarburos formando compuestos que se mencionarán más adelante; los cuerpos oxidantes, como el ácido nítrico, el permangánico, el crómico, etc., reaccionan con ellos, á veces con tanta energía, que producen combustiones rápidas; en algunas ocasiones el ácido nítrico produce derivados por sustitución en los que parte del hidrógeno es reemplazado por el nitrilo, formando hidrocarburos nitrados que se emplean para obtener ciertos alcaloides artificiales.

1056. Preparación —Los que se encuentran en la naturaleza se les purifica separando de ellos por diversos procedimientos los cuerpos extraños que les acompañan, que generalmente son otros hidrocarburos. Los artificiales son resultado de las transformaciones de varias sustancias orgánicas ó de procedimientos sintéticos, algunos de los cuales se darán á conocer al estudiar los hidrocarburos en particular, puesto que han sido el punto de partida para sintetizar otras sustancias de fórmulas más complejas.

1057. APLICACIONES.—Algunos las tienen muy interesantes como se verá al estudiarles particularmente.

Carburos de hidrógeno de la primera serie.— $C_n H_{2n+2}$

Hidrocarburos saturados.

1058. Nomenclatura.—Se han propuesto diversas reglas para dar nombre á estos hidrocarburos; Gerhardt los consideró como radicales positivos unidos al hidrógeno y les dió el nombre genérico de *hidruros* y el específico le formaba con el nombre del radical (*hidruro de metilo, hidruro de etilo, etc*); otros les han nombrado con una sola palabra cuya raíz la toman de partículas griegas que expresan el número de átomos de carbono, ó del nombre del ácido de donde se les supone derivados, ó de el del radical unido al hidrógeno, á cuya raíz se añade una terminación en *ileno*, en *eno* ó en *ana*, como por ejemplo, *protileno* ó *formeno* ó *metana*, *deutileno* ó *aceteno* ó *etana* etc.

1059. Estado en la naturaleza y propiedades.—Se encuentran en ella bastantes de estos hidrocarburos, como el gas de los pantanos, primer término de esta serie, y de los petróleos se han extraído por medio de destilaciones fraccionadas, desde el 4.º término hasta el 16º inclusive. En cuanto á sus propiedades son las que se han dicho al exponer las de los hidrocarburos en general, en las que ya se establecieron algunas diferencias entre estos y los no saturados.

1060. Preparación.—Se obtienen por la acción de los álcalis sobre los ácidos correspondientes ó sobre sus sales alcalinas; por la del zinc y del agua sobre los yoduros de los radicales alcohólicos, á 200°; por destilación seca de algunas sustancias; por síntesis, etc.

CARBURO TETRAHIDRICO.— CH_4

Peso molecular. . . . 16.

1061. HISTORIA Y SINONIMIA.—Descubierto por Volta en 1778. Se le conoce con los nombres de *gas de los pantanos, hidrógeno protocarbonado, proto-carburo de hidrógeno, hidruro de metilo* ó de *protilo, formeno, protileno, metana* y algunos otros.

1062. Estado en la naturaleza.—Es bastante abundante; según Boussingault existe constantemente en la atmósfera en pequeña cantidad; se desprende en gran cantidad en las minas de carbón de piedra (*grisou*), en algunas comarcas constituye fuentes ó manantiales inflamables, se halla en las aguas cenagosas estancadas procedente de la putrefacción de las sustancias vegetales y animales que en ellas se encuentran, etc.

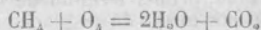
1063. Propiedades.—Es un gas que no tiene color, olor ni sabor, su densidad es 0.559 y referida al hidrógeno 8, muy poco soluble en el agua y algo más en el alcohol, neutro á los papeles reac-

tivos, es combustible ardiendo con llama poco luminosa, no sirve para la respiración pero no es deletéreo, pudiéndele respirar mezclado con algo de oxígeno; el cloro no actúa sobre él en la oscuridad, pero expuesta la mezcla de los dos gases á los rayos solares reacciona violentamente; en esta acción se forman varios derivados por sustitución:

CH_4	CH_3Cl	CH_2Cl_2	CHCl_3	CCl_4
carburo tetrahídrico.	cloruro de metilo.	bicloruro de metileno.	cloroformo	tetracloruro de carbono.

El bromo y el yodo le atacan muy difícilmente; el oxígeno puro ó

el del aire, á la temperatura ordinaria no le altera, pero si se introduce en la mezcla un cuerpo en ignición ó se hace saltar en ella una chispa eléctrica, detonan fuertemente, produciéndose agua y anhídrido carbónico:



Este hecho explica las terribles explosiones que se producen en las minas de carbón de piedra, cuando en su atmósfera hay mezclada alguna cantidad de este gas y se pone en contacto con un cuerpo en combustión; desde que Davy ideó la *lámpara de seguridad* (fig. 133) ha disminuido considerablemente el número de estos accidentes, cuya producción es siempre debida á descuidos lamentables. El cloruro de carbonilo ($\text{Cl}_2(\text{CO})''$) le transforma en ácido clorhídrico y cloruro de acetilo:



1064. Preparación.—Se prepara calcinando el acetato sódico con sosa cáustica; se forma carbonato sódico y se desprende el carburo tetrahídrico:

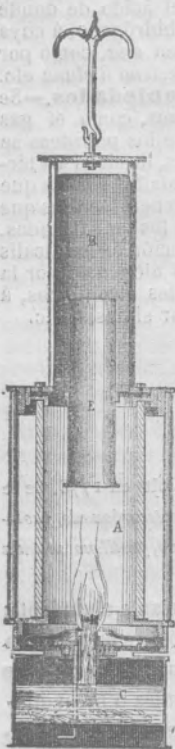
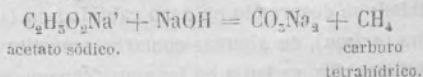
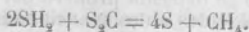


Fig. 133.—Lámpara de seguridad.

La operación se practica colocando en un matraz ó en una retorta (fig. 134) una mezcla de acetato sódico fundido y de cal sodada; calentando se desprende el gas que se recoge en probetas en la cuba hidroneumática.

Puede también prepararse por síntesis (1026) haciendo reaccio-

ñar á la temperatura del rojo el ácido sulfhídrico sobre el bisulfuro de carbono:



1065. Análisis.—Se determina su composición descomponiendo un volúmen conocido de este gas en un eudiómetro por una série de chispas eléctricas producidas por una bobina de Rumckorf. También se puede determinar detonando en un eudiómetro una mezcla

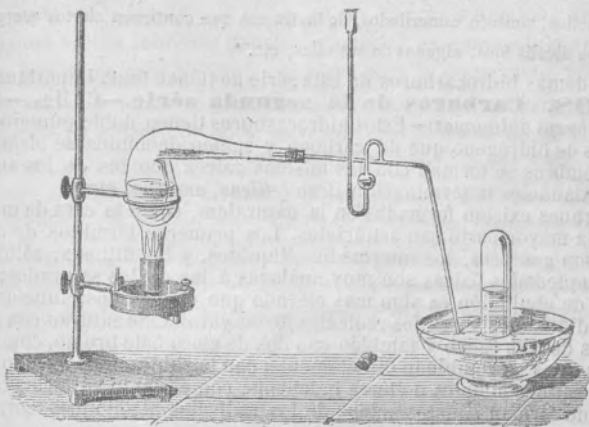


Fig. 134.—Preparación del carburo tetrahídrico.

de este gas y de oxígeno en exceso, absorbiendo el anhídrido carbónico que se ha formado se determina por su cantidad la del carbono, y la del oxígeno unido á este; restando del oxígeno empleado el que ha quedado escedente y el unido al carbono, se tendrá por diferencia el que se combinó al hidrógeno para formar agua y por lo tanto la cantidad de hidrógeno.

1066. APLICACIONES.—En algunas localidades se emplea como combustible utilizando el que se desprende del terreno.

1067. Parafina $-\text{C}_{25}\text{H}_{50}$.—Fue descubierta en 1829 por Reichenbach en las breas procedentes de la destilación de las maderas y otras sustancias orgánicas; después se demostró su existencia en los productos volátiles que se forman en la destilación de ciertas pizarras bituminosas. Su nombre procede de *parum affinis* y se le dió por la resistencia que presenta á formar compuestos definidos.

Es sólida, cristalizable, blanca y traslúcida, insoluble en el agua, soluble en el sulfuro de carbono, en el éter y en algunos hidrógenos.

carbonados líquidos; se funde á 44°, sometida á la destilación deja un residuo menos fusible, destilando una sustancia mas fusible; también es menos fusible la que se deposita primero por enfriamiento de sus disoluciones en los disolventes antes mencionados; esto es debido á que existen muchas parafinas homólogas.

Se la extrae de los aceites pesados del petróleo, de la *ozoquerita* ó cera mineral, de las pizarras bituminosas, etc.

Se emplea para fabricar bujías traslúcidas, y con el objeto de que no sean tan fusibles se la suele adicionar algo de ácido esteárico. En los laboratorios se la utiliza para barnizar los tapones de vidrio esmerilado é impedir que se suelden á los cuellos, también esmerilados, de los frascos que contienen ciertos cuerpos, como los álcalis fijos, algunas de sus sales, etc.

Los demás hidrocarburos de esta serie no tienen tanta importancia.

1068. Carburos de la segunda serie.— C_nH_{2n} .—(*hidrocarburos didinamos*)—Estos hidrocarburos tienen doble número de átomos de hidrógeno que de carbono y suelen denominarse *olefinas*. Sus nombres se forman con las mismas raíces que los de los anteriores dándoles la terminación *ileno* (*etileno*, *amileno*, etc.).

Algunos existen formados en la naturaleza, como la cera de montaña; la mayor parte son artificiales. Los primeros términos de esta serie son gaseosos, los intermedios, líquidos, y los últimos, sólidos; sus propiedades físicas son muy análogas á las de los saturados; su punto de ebullición es algo mas elevado que el de estos; funcionan como didinamos y son los radicales de los *glicoles*. Se saturan con dos átomos de hidrógeno y también con dos de cloro ó de bromo, con cuyos cuerpos se combinan directamente; con los hidrácidos forman los éteres salinos simples ó éteres haloideos; con el ácido sulfúrico concentrado forman sulfatos ácidos de los radicales alcohólicos correspondientes.

Constituyen una serie cuyos términos son todos polímeros, es decir, que pueden suponerse derivados de la condensación del primero CH_2 (metileno) que es desconocido.

Se preparan por la deshidratación de los alcoholes correspondientes ($C_nH_{2n} + 2O - H_2O = C_nH_{2n}$); por la electrolisis de las sales de ácidos bibásicos; por procedimientos sintéticos, etc.

CARBURO DIHÍDRICO.— C_2H_4

(*etileno*)

Peso molecular. . . . 28.

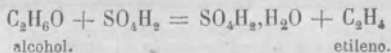
1069. HISTORIA Y SINONIMIA.—Este cuerpo, que es el primer término conocido de la serie de los hidrocarburos didinamos, fué descubierto en 1795 por cuatro químicos holandeses, que le dieron el nombre de *gas oleificante* atendiendo al aspecto de su cloruro; después se han dedicado á su estudio Berthollet, Saussure, Faraday, Berthelot, Melsens, etc. Se le conoce con los nombres de *hidrogeno bicarbonado*, *bicarburo de hidrogeno*, *eteno*, *deutena*, *eterina* y otros.

1070. Estado en la naturaleza.—Se desprende en las comarcas donde existe petróleo.

1071. Propiedades.—Es un gas que se liquida á -112° , incoloro de olor empireumático y etéreo cuando no está puro y á pescado fresco cuando lo está, insípido, su densidad 0,9784 y 14 respecto al hidrógeno, muy poco soluble en el agua y algo en el alcohol y en el éter, el calor le descompone en carburo tetrahídrico y carbono, también se descompone por la electricidad.

Como todos los de esta série, es un radical didinamo; no ejerce ninguna acción sobre los papeles reactivos, es combustible ardiendo con una llama muy brillante, no sirve para la respiración. El hidrógeno naciente puede combinarse al rojo con este carburo transformándole en hidruro de etilo; mezclado con el doble de su volumen de cloro arde á una temperatura elevada produciendo ácido clorhídrico y depositándose carbón; á la luz difusa el cloro se combina integralmente con este cuerpo, volumen á volumen, formando un líquido oleaginoso, llamado *liquido de los holandeses* $((C_2H_4)''Cl_2)$ ó *bicloruro de etileno* sobre el que actuando el cloro puede perder todo su hidrógeno dando vários derivados clorados, de los que el último (C_2Cl_6) es el *sexquicloruro de carbono*; el bromo actúa de la misma manera que el cloro formando un *bibromuro de etileno* $(Br_2(C_2H_4)''')$ y el yodo un *biyoduro*; el oxígeno quema á este gas produciendo agua y anhídrido carbónico con detonación; los hidrácidos y el ácido sulfúrico actúan sobre este cuerpo como sobre todos los de esta série.

1072. Preparación.—Se produce en varias circunstancias, sobre todo en la destilación seca de muchas sustancias orgánicas vegetales y animales (carbón de piedra, grasas, resinas, maderas, etc.); se prepara en los laboratorios por la acción del ácido sulfúrico de 66° sobre el alcohol vínico:



La operación se practica mezclando con precaución el ácido sulfúrico con el alcohol, poniendo la mezcla en un matraz A (fig. 135) que comunica con un frasco lavador B que contiene lejía de sosa cáustica para retener el anhídrido sulfuroso que se produce, y este con la cuba hidroneumática en la que se recoge el gas en probetas C. En esta reacción la masa se eleva mucho y para evitarlo se añade un poco de arena á la mezcla.

Se le ha obtenido también sintéticamente por varios procedimientos, uno de los cuales consiste en combinar volúmenes iguales de hidrógeno y de acetileno (Berthelot).

1073. Análisis.—Se determina su composición colocando en un eudiómetro 1 volumen de este gas y 3 de oxígeno y haciendo saltar una chispa eléctrica, se produce una detonación resultando dos volúmenes de anhídrido carbónico, que contienen uno de carbono y dos de oxígeno; el tercer volumen de oxígeno forma agua con dos volúmenes de hidrógeno; luego un volumen de carburo dihidrico estará formado por uno de carbono y dos de hidrógeno y por lo tanto en dos volúmenes (una molécula) habrá dos de carbono y cuatro de hidrógeno (C_2H_4).

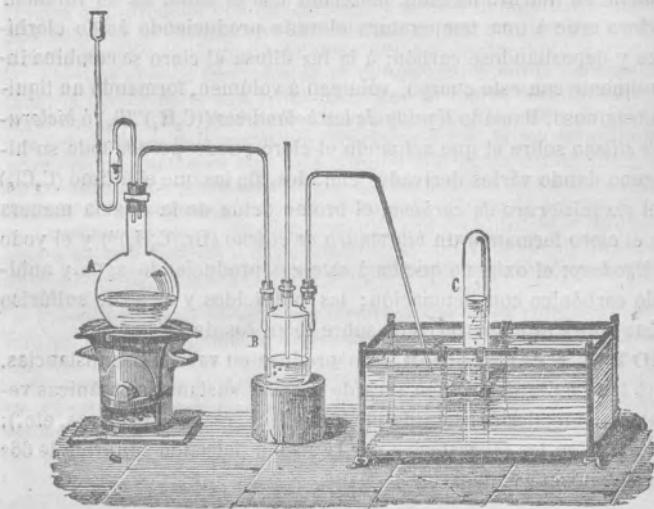


Fig. 135.—Preparación del etileno.

1074. APLICACIONES.—Este cuerpo en estado de pureza tiene importancia porque se le emplea para sintetizar varios cuerpos; mezclado con otros constituye el *gas del alumbrado*, cuyas aplicaciones como agente de iluminación y de calefacción son tan importantes (1).

(1) **GAS DEL ALUMBRADO.**—Está formado por diversos carburos de hidrógeno y otras sustancias, en cuya mezcla se pueden distinguir tres clases de cuerpos; primera cuerpos

1075. Amileno.—(C_5H_{10}).—Los demás carburos de esta série no son tan importantes como el anterior; únicamente debe mencionarse el *amileno* obtenido en 1844 por Balard; es un líquido muy movable, de olor desagradable á berzas podridas cuando no está puro. Se prepara deshidratando el alcohol amílico por el cloruro de zinc. En 1836 se preconizó mucho el empleo de este cuerpo por Snow como un anestésico preferible al cloroformo, pero pronto cayó en desuso.

1076. Carburos de hidrógeno de la série C_nH_{2n-2} (*hidrocarburos tetradinamos ó acetilenos*).—Es difícil hacer un estudio general de estos hidrocarburos porque son pocos los que aun se conocen; se combinan con cuatro átomos de hidrógeno, de cloro ó de bromo ó con cantidades equivalentes de los hidrácidos de los cuerpos halógenos, para saturarse. Se obtienen por la acción de la potasa disuelta en el alcohol, sobre los bromuros de los hidrógenos carbonados de la série anterior. El único que ofrece algún interés es el primer término de la série ó sea el *acetileno*.

1077. Acetileno (etino)— C_2H_2 .—Sospechada su existencia en 1836 por E. Davy; aislado y estudiado por Berthelot en 1863; es gaseoso, incoloro, de olor desagradable, su densidad es 0,9, algo soluble en el agua, el calor le descompone en carbono, hidrógeno y varios hidrocarburos entre los que se hallan la benzina, el estiroleno, la naftalina etc.; arde con llama fugilínosa y no sirve para la respiración; el hidrógeno se combina con él y le transforma en etileno y otros carburos; para ello no hay mas que calentar en una probeta encor-

iluminantes (*acetileno, carburo dihidrico, propileno, butileno, benzina, estiroleno, naftalina, acetil-naftalina, propilo y butilo*); segunda, cuerpos poco iluminantes (*hidrógeno, óxido de carbono y carburo tetrahídrico*); tercero, cuerpos que impurifican el gas de alumbrado (*nitrógeno amoniaco, anhídrido carbónico, cianógeno, sulfuro de cianógeno, gas sulfhídrico, sulfuros de carbono y carburos de hidrógeno sulfurados*). Este gas se prepara por la destilación seca del carbón de piedra y también por la de otras sustancias, como resinas, grasas, maderas, etc. Esta destilación se practica en retortas semicilíndricas de barro refractario á cuya boca hay ajustada una armadura de hierro de la que arranca un tubo que dá salida á los productos de la destilación, que es necesario purificarles para que el gas del alumbrado tenga las condiciones apropiadas para sus aplicaciones; la purificación consiste en separar gran parte de las sustancias condensables y solubles, tales como las breas y carburos líquidos, el vapor de agua, los compuestos amoniacales etc., cuya purificación se consigue por medios puramente físicos, como el enfriamiento, el paso de los gases por agua, filtración por cok etc; se purifica aún más haciendo atravesar el gas por cajas convenientemente dispuestas que contengan una mezcla de óxido férrico hidratado, sulfato cálcico y serrín de madera, que tiene por objeto dividir aquellos cuerpos, en los que el gas deja los productos amoniacales que aun pueda contener que se transforman en sulfato amónico y el gas sulfhídrico que pasa á sulfuro de hierro. Desde estas cajas marcha el gas al gasómetro para ser distribuido por medio de tubos á los mecheros en que ha de quemarse. Dentro de las retortas queda como residuo el cok; además por la elevada temperatura que adquieren las retortas, se descomponen en parte los compuestos hidrocarbonados que se desprenden de las hullas, depositándose sobre las paredes interiores de aquellas el carbono formando costras que llegan á ser bastante gruesas y que constituyen el llamado carbón de retortas. 525).

bada (fig. 136) una mezcla de los dos gases; con el cloro detona aún



Fig. 136. - Acción del hidrógeno sobre el acetileno.

á la luz difusa; con el oxígeno forma mezcla detonante por el calor ó la chispa eléctrica; con el nitrógeno forma ácido cianhídrico bajo la influencia de la electricidad; dá derivados por sustitución con algunos metales, los álcalis le transforman en acetatos, es un compuesto endotérmico y al formarse absorbe 61,4 calorías; se descompone en sus elementos produciendo una explosión muy violenta cuando se hace detonar en una atmósfera de este gas una pequeña cantidad de fulminato de mercurio. Se prepara

por la acción del sodio sobre el cloroformo; por la del ácido clorhídrico sobre el acetiluro de cobre; combinando directamente el carbono con el hidrógeno bajo la influencia del arco voltaico, etc.

1078. Carburos de hidrógeno de la série C_nH_{2n-4} (hidrocarburos hexadínamos).—Muchos de los carburos comprendidos en esta série corresponden al grupo de los cuerpos llamados *esencias* de las que se dará una idea general como apéndice á su estudio. El más importante de todos es el *terebenteno* ó *esencia de trementina*.

1079. Terebenteno (esencia de trementina)— $C_{10}H_{16}$.—Existe en los pinos y en los abetos mezclada con la resina, cuya mezcla constituye las trementinas.

Sus propiedades físicas son algo diferentes según la especie de pino de que procede y el procedimiento que se haya seguido para extraerla; cuando está pura es incolora, de olor fuerte y característico, de sabor acre, insoluble en el agua y soluble en el alcohol y en el éter, ella á su vez disuelve al azufre, al fósforo y á otros cuerpos, hierve á 161° y arde con llama brillante y fuliginosa. La que se extrae de la trementina de Burdeos, procedente del *Pinus maritima*, conocida con el nombre de *terebenteno*, tiene por densidad 0,877 y es levogira; la esencia de trementina inglesa, que procede del *Pinus australis*, por lo que ha recibido la denominación de *australeno* ó *austra-terebenteno* para distinguirla de la anterior, tiene la densidad de 0,864 y es dextrogira.

Es un hidrocarburo hexadínamo y como tal tiene varios isómeros de los que unos funcionan como radicales tetradínamos y otros como didinamós; en efecto, sometida á una temperatura de 200° á 260° se transforma en *isoterebenteno* ó *austrapiroleno* ($C_{10}H_{16}$) que hierve á 178° y en *metaterebenteno* ó *dipiroleno* ($C_{20}H_{32}$) que se volatiliza á 360° ; mas adelante se verá que por la acción de ciertos cuerpos dá otros isómeros.

El cloro la convierte en *cloroterebenteno* ($Cl_2C_{10}H_{16}$) y con el bromo dá un compuesto análogo; absorbe poco á poco el oxígeno del aire, tomando color amarillento y transformándose en una resina, en cuya oxidación se producen los ácidos *pinico* y *silvico* que son isómeros ($C_{10}H_{16}O_4$) y además algo de ácido fórmico y de ácido acético y una gran cantidad de ozono.

Como todos los hidrocarburos de dinamicidad par, puede unirse á los hidrácidos y con el ácido clorhídrico forma dos clorhidratos, uno sólido llamado *alcanfor artificial* y otro líquido; forma además un biclorhidrato; el alcanfor artificial calentado con estearato de sodio se transforma en un carburo sólido llamado *canfeno*.

El ácido nítrico la oxida con tanta energía que cuando aquel es muy concentrado llega á inflamarse la mezcla, pero si es diluido forma dos ácidos, el *terébico* ($C_7H_{10}O_4$) y el *terepháltico* ($C_8H_6O_4$); cuando al mismo tiempo que el ácido nítrico se hace actuar sobre ella alcohol, forma un compuesto sólido llamado *hidrato de terpina* ($C_{10}H_{16}.3H_2O=C_{10}H_{20}O_3.H_2O$).

Adicionándola 1/20 de su peso de ácido sulfúrico concentrado y agitando la mezcla, se transforma en *terebeno* ($C_{10}H_{16}$) y en *ditebereno* ó *colofeno* ($C_{20}H_{32}$), el primero isómero de la esencia de trementina, cuyo punto de ebullición es á 156° y el segundo que es un polímero suyo, que hierve de 310° á 315° ; de una manera análoga actúa sobre ella el fluoruro de boro; el tricloruro de antimonio la transforma en otro polímero, que es el *tetraterebenteno*.

Se extrae esta esencia sometiéndola á la destilación con agua las trementinas, la esencia es arrastrada por el vapor acuoso y queda la resina (*colofonia*) como residuo; puede verificarse esta destilación sin intermedio del agua, pero entonces resulta la esencia mezclada con productos empireumáticos y con otros cuerpos que para separarles hay que volverla á destilar nuevamente con agua.

Tiene numerosas aplicaciones; se emplea en Medicina; en las artes se la utiliza para la preparación de barnices por la propiedad que tiene de resinificarse en contacto del aire. Las que circulan en el comercio con el nombre de *aguarras*, son esencias de trementina algo impuras.

1080. Isómeros de la esencia de trementina.—Se conocen varios isómeros de la esencia de trementina, como son las esencias de *sabina*, de *limón*, de *azahar* ó de *neroli*, de *atamanta* y otras; la de *cubebas* y la de *copaiba* son polímeras de la de trementina. Estos cuerpos formaban en unión de otros el grupo de compuestos llamados aceites esenciales ó esencias.

ESENCIAS.—Se da el nombre de *esencias* ó de *aceites esenciales* á las sustancias volátiles y aromáticas que se hallan contenidas generalmente en el organismo vegetal. La mayor parte de estos cuerpos son hidrocarburos del grupo de los hexadínamos pero hay otros que por su composición y caracteres corresponden á otras clases de cuerpos, como la esencia de tomillo que pertenece al grupo de los fenoles, la de ruda que es una acetona, la de almendras amargas y otras que son aldehidos, la de gaulteria que es un éter, la de clavo que es un ácido, etc. Casi todas las esencias existen formadas en la naturaleza, algunas son el resultado de ciertas acciones que tienen lugar entre varias sustancias orgánicas naturales, otras son artificiales y de estas unas son iguales á las naturales y otras diferentes; las naturales se las encuentra en las diversas partes del organismo vegetal, como las raíces, las cortezas, las hojas, las flores y sumidades floridas, los frutos, las semillas, etc.; á ellas son debidos los olores característicos de los vegetales.

La mayor parte son líquidas, algunas sólidas, generalmente presentan color amarillento mas ó menos claro, unas son incoloras y las hay de color amarillo, azul (manzanilla) ó verde (ajenos); el olor es la cualidad que mas las caracteriza, siendo muy variado y agradable; se observa que este carácter se exalta mas

por el contacto del aire, siendo mas pronunciado su aroma cuanto mas oxidables son; su sabor es muy acre; por regla general son menos densas que el agua, poco solubles en dicho vehículo (*aguas destiladas*) pero muy solubles en el alcohol, en el éter, en los hidrocarburos líquidos, en los aceites grasos y en el sulfuro de carbono: producen manchas sobre el papel y las telas parecidas á las que ocasionan las grasas, pero que desaparecen calentándolas, por eso se las llama aceites volátiles; se volatilizan á la temperatura ordinaria y sus vapores tienen una gran tensión; las sólidas se funden antes de los 100°; su punto de ebullición se halla entre 150° y 200°; poseen un gran poder dispersivo para la luz y las hay dextrogiras y levogiras; son combustibles ardiendo con llamas brillantes y muy fuliginosas; por regla general son tóxicas.

Con los cuerpos halógenos dan derivados por sustitución, produciéndose un desarrollo de calor bastante considerable; con el yodo la acción es tan enérgica que puede verificarse una explosión; el oxígeno puro ó el del aire es absorbido por las esencias, que van espesándose poco á poco, se acidifican y terminan por convertirse en resinas, perdiendo su olor. Schönbein ha observado que el oxígeno absorbido por algunas esencias resinificables está ozonizado, lo cual explica el poder oxidante que adquieren; el azufre y el fósforo son disueltos por las esencias líquidas; el ácido clorhídrico forma con ellas compuestos definidos y cristalizables, llamados alcanfores artificiales; el ácido sulfúrico en caliente la carboniza desprendiéndose gas sulfuroso; el nítrico concentrado las oxida tan rápidamente que las hace entrar en combustión produciéndose á veces, al ponerse en contacto, una detonación; el mismo fenómeno se verifica con otros cuerpos oxidantes como la mezcla de permanganato potásico y ácido sulfúrico; la potasa cáustica actúa sobre ellas desprendiendo hidrógeno y convirtiéndolas en un ácido que queda unido á la potasa; el amoníaco es absorbido por algunas para formar compuestos definidos.

Se extraen por varios procedimientos, como por ejemplo, practicando incisiones en las partes vegetales que las contienen ó sometiendo estas á fuertes presiones ó á la acción de ciertos disolventes; pero el método mas empleado consiste en someter aquellas á la destilación en el baño de maría de un alambique ordinario por medio de una corriente de vapor de agua que arrastra consigo á la esencia, se condensan en el serpentín y se recogen en los llamados *recipientes florentinos*, que no son mas que unas vasijas cónicas de vidrio, de cuello estrecho, cerca de cuyo fondo arranca un tubo lateral encorbado en forma de S que se eleva casi hasta la altura de la boca del recipiente, la esencia sobrenada y el agua va vertiéndose por el tubo lateral de aquel á medida que va llenándose.

Se ha dicho que algunas esencias no preexisten en los vegetales de donde se extraen, sino que son el resultado de reacciones que experimentan ciertos principios que aquellos contienen, cuando se les somete á la acción del agua á una temperatura conveniente; en este caso se halla la esencia de mostaza negra, que resulta de la fermentación llamada *sinápica*, producida por la acción de la *mirósina*, principio sulfonitrogenado, sobre el *mironato potásico*, existentes ambos en la referida mostaza; en el mismo caso se encuentra la esencia de almendras amargas; para extraer estas esencias es preciso provocar su formación antes de verificar la destilación.

Algunas se preparan artificialmente por los procedimientos que se han dado ó se darán á conocer en los diversos grupos de cuerpos á que ellas corresponden por su constitución; tal sucede con la esencia de ajo, que es el éter alil-sulfhídrico ó sulfuro de alilo, y con la de mostaza ó sulfocianuro del mismo radical.

Son muy usadas en Medicina y en ciertas artes, como el de la perfumería

del que forman la base, en la fabricación de confituras y licores, en la de ciertos barnices, etc.

Atendiendo á su composición se las suele dividir en *hidrocarbonadas*, *oxigenadas* y *sulfuradas*, según que estén formadas por carbono é hidrógeno solamente, por carbono, hidrógeno y oxígeno, ó por carbono, hidrógeno y azufre; algunas de estas últimas contienen además nitrógeno.

RESINAS.—Son los productos de la oxidación lenta de ciertas esencias; están constituidas por carbono, hidrógeno y oxígeno; existen en el reino vegetal, donde son muy abundantes, especialmente en las raíces y en los tallos viejos, porque como se ha dicho resultan de la oxidación de las esencias. Son generalmente mas bien que especies químicas, materiales orgánicos, es decir, mezclas de diversos principios inmediatos; su estudio por lo tanto corresponde á los tratados de Farmacología vegetal, por eso aquí no se hace mas que dar una breve idea de ellas como apéndice á las esencias.

Se presentan en estado sólido, amorfas por lo común, de consistencia variable, traslúcidas y asperas al tacto; de color, olor y sabor muy diversos, generalmente mas densas que el agua, insolubles en ella, solubles en el alcohol, en el éter y en los aceites fijos y volátiles, el calor las ablanda primero, se funden después y por último las descompone dando productos pirogenados muy diversos; conducen mal la electricidad y se electrizan negativamente por el frotamiento (electricidad negativa ó resinosa).

Unas son ácidas y otras neutras; son combustibles, ardiendo con llamas muy fuliginosas. La acción que sobre ellas ejercen los agentes químicos es muy variable y depende de la naturaleza y cantidad de los principios inmediatos que las forman.

Se extraen de los vegetales que las contienen bien haciendo incisiones en sus troncos ó ramas, ó hirviéndolos con agua ó por medio de disolventes ó por la acción directa del calor.

Son sustancias de numerosas aplicaciones en Medicina, en la industria y en las artes.

Se han ideado varias clasificaciones de estos cuerpos, que pueden verse en los tratados de Farmacología; hay algunos muy importantes como la *colofonia* ó *pez griega*, las de *jatapa*, *guayaco*, *copaiba*, *escamonea*, etc (1).

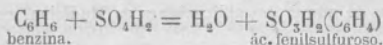
(1) A estos cuerpos se refieren también algunos otros como los *bálsamos* que son sustancias resinosas como el *benjui*, el *estoraque*, el *bálsamo de Tolú*, etc. que contienen ácido benzóico ó ácido cinámico. Las gomo-resinas son mezclas de resinas y de gomas que resultan de la evaporación en el aire de ciertos jugos vegetales; ejemplos de ellas son la *asafétida*, la *goma-gutta*, la *goma-amoniaco*.

El *caout-chouc* ó goma elástica es la sustancia que resulta de la solidificación del jugo lechoso de ciertos vegetales como el *ficus elástica*, el *siphonia caout-chouc* y otros. Recien obtenido es blanco pero por la acción de la luz se va oscureciendo; á temperaturas bajas es poco elástico, su mayor elasticidad la tiene entre 10° y 35°; á 100° se pone viscoso y á 180° se funde; es insoluble en el agua, se disuelve bien en una mezcla de sulfuro de carbono y de alcohol absoluto, pueden soldarse fácilmente por presión las superficies recien puestas al descubierto por el corte. Se ha demostrado la existencia de varias sustancias en el *caout-chouc* que dá algunos derivados por la acción de ciertos agentes. Se combina con 1 á 2 0/0 de azufre adquiriendo la propiedad de conservar su elasticidad á todas temperaturas; en esto se funda la *vulcanización* de la goma elástica, que se hace por varios procedimientos.

La *guttapercha* es una sustancia análoga al *caout-chouc* que procede del jugo lechoso de

1081. Carburos de la série C_nH_{2n-6} —(hidrocarburos octodínamos).—Forman una gran série llamada *aromática*, porque comprenden cuerpos de olor agradable. Se conocen vários de los que el mas importante es la benzina.

1082 Benzina.— C_6H_6 .—Fué descubierta por Faraday en 1825, dándola el nombre de *bicarbuo de hidrógeno*; en 1833 la obtuvo Mischerlich destilando el ácido benzóico con cal y la dió el nombre de *benzina*; se la conoce además con los de *benzona*, *benzol*, *hidruo de fenilo*, etc. Es líquida, trasparente, incolora, de olor agradable cuando está pura, pero empireumático desagradable cuando no lo está; su densidad 0,85, muy poco soluble en el agua, soluble en el alcohol, en el éter y en algunos otros líquidos; ella á su vez es disolvente del yodo, del azufre, del fósforo, del alcanfor, de la cera, de algunas resinas, de las grasas, de varios alcaloides, etc.; á -6° se solidifica cristalizando en octaedros, hierve á $+80^\circ,4$ y á temperaturas elevadas se descompone dando entre otros productos *difenilo y trifenileno*; arde con llama brillante y fuliginosa; con el cloro forma vários derivados muy importantes, unos por adición como el compuesto $C_6H_6Cl_6$ que se descompone bajo la influencia de la potasa en ácido clorhídrico y *benzina trictorada* ($C_6H_3Cl_3$) y otros por sustitución; también dá derivados con el bromo, pero no con el yodo; con el ácido nítrico dá la *nitrobenzina* ($C_6H_5(NO_2)$) que resulta de la sustitución de un átomo de hidrógeno por una molécula de nitrilo, cuerpo muy interesante por sus aplicaciones puesto que por su olor, parecido al de la esencia de almendras amargas, se le emplea en perfumeria (*esencia de mirbano*); la industria utiliza la nitrobenzina para la preparación de la anilina; con el ácido sulfúrico á 115° reacciona dando un compuesto que ha recibido el nombre de *ácido fenilsulfuroso*:



En los laboratorios se prepara destilando el ácido benzóico con cal y rectificándola por destilación en baño de maria; en la industria destilando las breas procedentes de la destilación del carbón de piedra al fabricar el gas del alumbrado; redestilando estas breas y recogiendo los productos que se separan entre 35° y 150° que son los que contienen mas principalmente la benzina y sus homólogos.

Berthelot la obtuvo por síntesis sometiendo á la acción del calor el acetileno ($3C_2H_2 = C_6H_6$).

Se emplea en Química como disolvente, en Medicina y en la industria; mezclada con alcohol en diferentes proporciones dá líquidos que se utilizan para disolver las grasas y algunos para el alumbrado.

1083. Hidrocarburos de las demás séries.—En las demás séries de hidrocarburos no hay compuestos tan importantes como los anteriores; únicamente merece mencionarse la *naftalina* ($C_{10}H_8$) que se produce en la destilación seca de muchas sustancias orgánicas; es sólida, cristaliza en escamas incoloras, que tienen el olor caracte-

los árboles del género *inosandra*; no se disuelve en el agua y por el calor se ablanda primero y se funde después á 130° ; á mayor temperatura se descompone dando varios productos; conduce mal la electricidad.

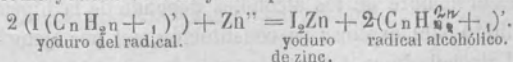
ristico de las breas, es insoluble en el agua, soluble en el alcohol y en el eter; por la acción del calor se funde á 79° y hierve á 218°; arde con llama muy fuliginosa. Con el cloro y el bromo dá derivados por sustitución; el ácido nítrico la transforma en los ácidos *pháltico* ($C_8H_6O_4$) y *oxáltico* ($C_2H_2O_4$); también puede dar con dicho ácido derivados nitrados como la *mononitro-naftalina* ($C_{10}H_7(NO_2)_2$) y la *binitro-naftalina* ($C_{10}H_6(NO_2)_2$).

Se extrae de los aceites pesados resultantes de la destilación de las breas, sometiéndoles á descensos de temperatura; se la purifica por sublimación. Se la ha obtenido sintéticamente por la acción del acetileno sobre la benzina y sobre otros hidrocarburos.

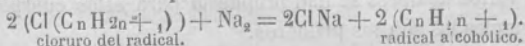
Radicales alcohólicos ó metales de alcoholes.

1084. Hidrocarburos monodinamos. — $(C_n H_{2n+1})'$ — Si en los hidrocarburos saturados se sustituye un átomo de hidrógeno por el cloro ó el bromo, etc., los residuos $(C_n H_{2n+1})$ se conducen como radicales monodinamos, que suelen denominarse *radicales alcohólicos y metales de alcoholes*, obtenidos por primera vez en 1849 por Frankland y Kolbe y por Wurtz en 1855. Sus nombres se forman con una raíz tomada del nombre del hidrocarburo saturado ó del alcohol de que se supone se derivan, dándole la terminación *ilo* (*metilo, etilo, protilo*, etc.). A la manera de los átomos, no existen libres sino cuando se unen dos moléculas de uno ó de dos de estos radicales, que neutralizándose recíprocamente su dinamicidad forman una molécula cerrada ó completa. Con el hidrógeno pueden también saturarse formando los hidrocarburos saturados, que son *hidruros* de dichos radicales (**1058**). Estos cuerpos cuando son saturados por el cloro, el bromo, el yodo, etc., dan derivados que se designan con los nombres de cloruros, bromuros, yoduros, etc. de dichos carburos, que son los éteres clorhídricos, bromhídricos, yodhídricos, etc., de los alcoholes respectivos y que se estudiarán mas adelante, en cuyos compuestos funciona el radical alcohólico como electro-positivo.

Se preparan los radicales alcohólicos tratando sus yoduros por el zinc; se forma yoduro de zinc y se separa la molécula doble del radical:



También se obtienen por la acción del sodio sobre sus cloruros:



y por la electrolisis de las sales alcalinas de los ácidos correspondientes.

1085. Compuestos órgano-metálicos.—La dinamicidad de los radicales anteriores puede ser saturada por los metales y entonces resultan los llamados *compuestos órgano-metálicos* ($C_n H_{2n+1}M'$) conocidos también con los nombres de *radicales órgano-metálicos*, *metales de bases conjugadas* y otros; ejemplos de estos cuerpos son el *etiluro de potasio* (C_2H_5)'K'; el *bimetiluro de zinc* (CH_3)'Zn''; el *bimetiluro de arsénico* (CH_3)'As''' que es el radical *kakodilo*, etc.

Tanto los radicales alcohólicos como los compuestos órgano-metálicos carecen de importancia práctica, pero tienen grande importancia teórica porque permiten comparar los radicales alcohólicos á los metales de la Química mineral, los alcoholes á los hidratos metálicos, los éteres á los óxidos y sales metálicas etc.

ALCOHOLES.

Generalidades.

1086. Definición.—Se da el nombre de alcoholes á los cuerpos que se derivan de la sustitución de uno ó de varios átomos de hidrógeno de un hidrocarburo saturado, por una ó varias moléculas de oxhidrilo (HO)'. También se pueden definir estos cuerpos diciendo que son derivados del tipo agua cuyo hidrógeno está reemplazado en parte por radicales alcohólicos.

1087. HISTORIA.—La palabra *alcohol* la emplearon los árabes para designar á la sustancia líquida y volátil que obtenían por la destilación del vino; estudiada esta sustancia por muchos químicos de este siglo y habiendo visto que otros cuerpos conocidos hacía tiempo ó descubiertos por ellos, presentaban caracteres físicos y sobre todo químicos, por los cuales se les podía referir al alcohol ó espíritu de vino, les dieron el nombre genérico de *alcoholes*, formándose este grupo interesante de cuerpos, cuyo estudio está dando margen al conocimiento de la constitución de gran número de sustancias orgánicas.

1088. Nomenclatura.—Se les nombrá con la palabra genérica *alcohol* y otra específica tomada generalmente de la sustancia de donde se extraen ó de alguno de sus derivados; así se dice *alcohol vinico* al que procede del vino; *alcohol canfólico* al alcanfor de Borneo etc. Otras veces el nombre de los alcoholes depende de la hipótesis que se ha admitido para explicar su constitución, así por ejemplo se ha llamado al alcohol vinico, *hidrato de óxido de etilo ó bihidrato de etileno*. Otros varios nombres se han propuesto para estos cuerpos, pero los más empleados son los primeros.

1089. Estado natural.—Aunque la mayor parte de los alcoholes son cuerpos artificiales, á medida que se ha ido estendiendo su número se ha visto que algunas sustancias naturales, como el alcanfor de Borneo, la colestearina y otras están incluidas en este grupo.

1090. Propiedades físicas.—Unos son líquidos y otros sólidos y cristalinos; generalmente son incoloros y tienen olores característicos y sabores muy variados; la mayor parte son menos densos

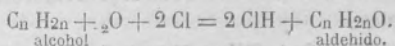
que el agua, les hay solubles é insolubles en esta; muchos se disuelven unos á otros y los alcoholes líquidos son buenos disolventes neutros de gran número de sustancias inorgánicas y orgánicas; por la acción del calor se volatilizan casi todos y algunos á temperaturas no muy altas; pocos son fijos y á temperaturas elevadas se descomponen produciéndose acciones muy complejas; les hay que desvían el plano de polarización de la luz.

1091. Propiedades químicas.—Son neutros á los papeles reactivos y combustibles, ardiendo con llamas más ó menos brillantes en el oxígeno y algunos en otros cuerpos comburentes; casi todos son nocivos, pero ciertos alcoholes se pueden introducir en la economía animal sin ocasionar alteraciones notables en ella.

Se les puede suponer derivados del tipo agua sencillo ó condensado en el que la mitad del hidrógeno á sido reemplazado por un radical alcohólico monodínamo ó polidínamo; en esto se han fundado los químicos para establecer su clasificación, como se dirá más adelante.

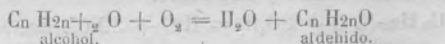
ACCIÓN DE ALGUNOS CUERPOS SIMPLES SOBRE LOS ALCOHOLES.—El *hidrógeno* naciente puede unirse á ciertos alcoholes transformándoles en otros más hidrogenados; de esta manera se convierte el alcohol *alílico* (C_3H_6O) en *propílico* (C_3H_8O).

El *cloro* actúa primero separando dos átomos de hidrógeno del alcohol sin sustituirles, transformándoles en *aldehidos*:

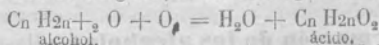


Continuando su acción separa más átomos de hidrógeno á los que sustituye, formando derivados clorados de los aldehidos. Los demás cuerpos halógenos producen reacciones análogas.

El *oxígeno* libre ó los cuerpos oxidantes producen con los alcoholes combustiones rápidas ó lentas según las circunstancias en que actúan; cuando arden estos cuerpos en presencia del oxígeno, producen en último término agua y anhídrido carbónico, pero cuando se oxidan lentamente son distintos los productos que originan según las cantidades de oxígeno; primero se forma un *aldehido*, porque se combina parte del hidrógeno con el oxígeno para formar agua:

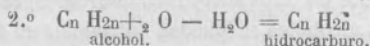
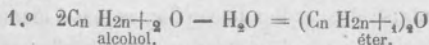


con mayor cantidad de oxígeno, se forman agua y un *ácido*:



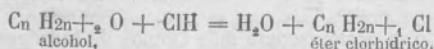
Los *metales alcalinos* actúan enérgicamente sobre los alcoholes sustituyendo á parte de su hidrógeno que se desprende; los compuestos resultantes reciben los nombres de *metilatos*, *etilatos*, etc., del metal.

ACCIÓN DE ALGUNOS CUERPOS COMPUESTOS SOBRE LOS ALCOHOLES.— Cuando sobre los alcoholes actúa un cuerpo deshidratante, como el anhídrido fosfórico, el ácido sulfúrico, etc, separa de ellos una ó más moléculas de agua transformándoles en éteres ó en los hidrocarburos correspondientes:

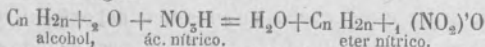


Una de las acciones más interesantes que hay que esponer al tratar de los alcoholes, es la que sobre ellos ejercen los *ácidos*, porque se originan los derivados llamados *éteres*. Para facilitar su estudio se tratará primero de la que ejercen los *hidrácidos* y después de la de los *oxácidos*.

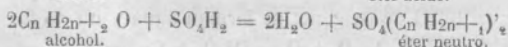
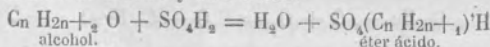
Los *hidrácidos* producen un doble cambio cuando actúan sobre los alcoholes, en el cual es reemplazado el oxhidrilo del alcohol por el radical del *hidrácido*, cuyo hidrógeno completa la molécula de aquel, transformándole en agua, resultando compuestos haloideos del radical alcohólico conocidos con los nombres de *éteres clorhídricos*, *bromhídricos*, *yodhídricos*, etc., que son los *cloruros* *bromuros*, *yoduros*, etc. de dichos radicales:



Los *oxácidos* enérgicos reaccionando sobre los alcoholes les *eterifican*, es decir, les convierten en los *éteres* correspondientes, que se forman sustituyendo el radical del ácido al hidrógeno típico del alcohol y separándose agua:



Cuando el *oxácido* que actúa sobre el alcohol es *polidínamo*, produce tantos *éteres* cuantas son sus *dinamicidades*, de los que uno es neutro y los demás son *ácidos*, así por ejemplo, el ácido sulfúrico, *di-dínamo*, dá un *éter neutro* y otro *ácido*:

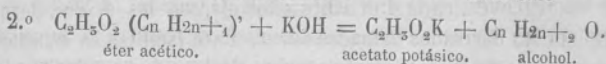
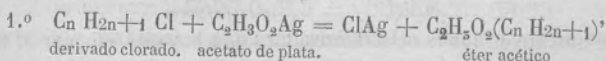


1092. Formación de los alcoholes.—Hasta que Berthe-

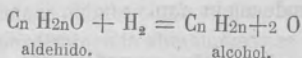
lot y Wurtz han ideado los procedimientos sintéticos para preparar los alcoholes, no se conocían métodos generales para obtenerlos, resultando unos de la fermentación de ciertas sustancias (vínico y amílico) otros de las destilaciones secas (metílico), etc.

Los procedimientos sintéticos para formar estos cuerpos son varios; de ellos los más principales son los siguientes:

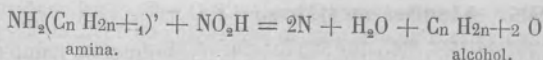
1.º Tratando los derivados clorados ó bromados de los hidrocarburos saturados, ó de los didínamos, por acetato argéntico; se produce cloruro ó bromuro de plata y un éter acético; éste con potasa dá acetato potásico y el alcohol correspondiente:



2.º Hidrogenando los aldehidos por los cuerpos reductores ó por la potasa:



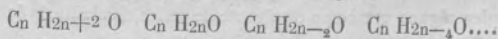
3.º Tratando los amoniacos compuestos ó aminas por el ácido nítrico:



1093. APLICACIONES.—Los alcoholes son cuerpos de muchas aplicaciones tanto en Química, como en Medicina, en la industria, etc. como se verá al estudiar particularmente algunos de ellos.

1094. Clasificación de los alcoholes.—Se dividen en *monodínamos* y *polidínamos*, según que procedan de la sustitución de uno ó de varios átomos de hidrógeno del hidrocarburo correspondiente, por una ó varias moléculas de oxhidrilo. Los polidínamos pueden ser *didínamos*, *tridínamos*, *tetradínamos*, *pentadínamos* y *hexadínamos*. Cada uno de estos grupos se subdividen en tantas series como los hidrocarburos de donde proceden.

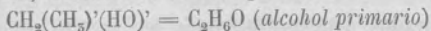
Fijándose en los monodínamos se observará que suponiéndoles procedentes de la sustitución de un átomo de hidrógeno de los hidrocarburos por una molécula de oxhidrilo (HO)', sus fórmulas serán las mismas de aquellos, mas un átomo de oxígeno:



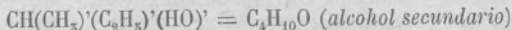
Cada uno de los términos de esta serie isóloga representa una serie

homóloga de alcoholes cuyas fórmulas particulares se obtendrán dando á n los valores 1, 2, 3, 4....

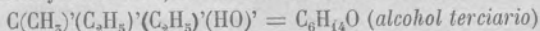
Los alcoholes monodinamos se distinguen en *primarios*, *secundarios* y *terciarios*; para comprender fácilmente esta distinción bastará fijarse en lo siguiente: si en el alcohol metílico (CH_4O ó $\text{CH}_3(\text{HO})'$) se sustituye uno de los tres átomos de hidrógeno del *metilo* (CH_3) por un radical alcohólico, resultará un alcohol primario:



si se sustituyen dos de dicho hidrógeno por dos radicales alcohólicos se tendrá un alcohol secundario:



si se sustituyen los tres, se tendrá un alcohol terciario:



No siendo conocidos todos los términos de cada una de estas series y ofreciendo escaso interés muchos de los que se conocen, no se estudiará particularmente mas que el alcohol ordinario, haciendo solo breves indicaciones de algún otro.

Alcoholes monodinamos.

1095. Alcohol metílico.— CH_4O .—Es el primer término de la primera série. Fué descubierto por Taylor en 1812, en los productos líquidos de la destilación seca de la madera: se le llamó primero *espíritu de madera* y después *alcohol de madera*, *bihidrato de metileno*, *hidrato metílico*, *carbinol* etc.

No se encuentra libre en la naturaleza, la esencia de *Gaultheria procumbens* contiene salicilato de metilo (radical de este alcohol) y la de *Heracleum spondylium*, butirato del mismo radical.

Es un líquido incoloro, inodoro cuando está puro pero generalmente tiene un olor etéreo agradable, de sabor cáustico, su densidad 0,814, soluble en el agua, en el alcohol vínico y en el éter, hierve á $65^{\circ},5$ y la densidad de su vapor es 1,62 y referida al hidrógeno 16; arde con llama azulada; los demás caracteres de este cuerpo son los consignados en las generalidades de los alcoholes.

Se le prepara sometiendo la madera á la destilación seca, separando las breas y redestilando los compuestos líquidos que se forman, recibiendo los productos de la destilación sobre cal y sulfato sódico para que el ácido acético se transforme en acetato cálcico primero y acetato sódico después, los cuerpos no ácidos se condensan en un serpentín enfriado y se les rectifica sobre cal viva. También se le ha preparado por síntesis, ya oxidando el gas de los pantanos, ya tratando el cloruro de metilo, obtenido sintéticamente, por la potasa.

Se emplea alguna vez como disolvente de varios alcaloides y de ciertas resinas para formar barnices por ser más barato que el espíritu de vino.

ALCOHOL ETÍLICO.— C_2H_6O .

Peso molecular. . . . 46.

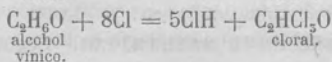
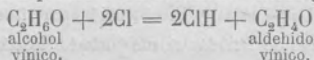
1096. HISTORIA Y SINONIMIA.—Se atribuye su descubrimiento á Arnoldo de Villanueva (siglo XIII), pero ya en el siglo XI habla del aguardiente como de un cuerpo conocido el alquimista español Albucasis; la deshidratación del alcohol por medio de la cal viva se debe á Richter y Lowitz; el análisis de este cuerpo á Th. Saussure y Gay-Lussac y su obtención por síntesis á Berthelot. Se le conoce con los nombres de *espíritu de vino*, *alcohol común* ó simplemente *alcohol*, *bihidrato de etileno*, *hidrato etílico*, etc.

1097. Estado en la naturaleza.—Según Muntz el alcohol se produce en grandes cantidades en los terrenos y en el seno de los mares por la descomposición de las sustancias orgánicas; su vapor se difunde en la atmósfera y es arrastrado por las lluvias, pudiéndose demostrar su presencia en las tierras arables y en las aguas corrientes, conteniendo más cantidad de alcohol las que tienen más sustancias orgánicas.

1098. Propiedades físicas.—Este cuerpo, que forma el 2.º término de la primera série de alcoholes monodínamos, es un líquido trasparente é incoloro, de olor agradable, de sabor cáustico y picante: á 0º su densidad es 0,809 y á 15º,5 es 0,79; soluble en el agua en todas proporciones, observándose que cuando se disuelve en ella hay desarrollo de calor y contracción de volumen, lo que prueba que se verifica una combinación química entre ambos cuerpos, hecho que explica la dificultad con que se le deshidrata para obtenerle absoluto; después del agua es el disolvente neutro más empleado por el gran número de sustancias sólidas, líquidas y gaseosas á quienes disuelve, como se ha dicho al estudiar muchos cuerpos; cuando se evaporan algunas de estas disoluciones se forman cristales que contienen una ó más moléculas de alcohol de cristalización, como sucede con el cloruro de calcio (**790**), con el cloruro manganoso (**948**) y con el nitrato de magnesio; sometido á un descenso de temperatura de -130° ,5 han conseguido solidificarle Wroblewski y Olszewski en 1883; á -100° toma consistencia viscosa; es muy volátil, á 78° ,5 hierve y su vapor tiene por densidad 1,613 y referida al hidrógeno 23; este vapor se descompone cuando se le hace atravesar por un tubo de porcelana al rojo; los productos de esta descomposición están formados por compuestos volátiles de constitución más sencilla que el alcohol, dejando sobre las

paredes del tubo un residuo de carbono; también le descomponen las chispas eléctricas.

1099. Propiedades químicas.—Es neutro á los papeles reactivos; arde con llama azulada poco intensa; el alcohol absoluto es un veneno muy violento, inyectado en las venas produce la muerte muy pronto porque coagula la albúmina de la sangre. Los cuerpos simples y compuestos actúan sobre él como se ha dicho en las generalidades; el cloro le transforma primero en aldehído vínico y después en cloral:



De una manera análoga actúan el bromo y el yodo.

El oxígeno puro, ó el del aire, no actúa sobre el alcohol á la temperatura ordinaria, á no ser en presencia del platino dividido, puesto que entonces se verifica una combustión lenta en virtud de la cual se forman, entre otros productos, aldehído y ácido acético. Colocando una espiral de alambre de platino sobre la mecha de una lámpara de alcohol y encendida esta, el platino se pone incandescente; apagando entonces con cuidado la llama, la espiral continúa incandescente (*lámpara sin llama* de Doebereiner) debido á la combustión lenta del vapor de alcohol que se desprende de la mecha, en contacto del metal caliente y del oxígeno del aire, en cuya combustión se forman también aldehído, ácido acético, etc.

Cuando el alcohol contiene sustancias orgánicas alterables se transforma en ácido acético por la acción del oxígeno del aire; este fenómeno es conocido con el nombre de *fermentación acética* del alcohol, y es una combustión lenta que se verifica por la influencia de un pequeño vegetal (*mycoderma aceti*).

A una temperatura elevada el oxígeno quema rápidamente el carbono é hidrógeno del alcohol, produciendo anhídrido carbónico y agua. De una manera análoga actúan sobre él algunos oxidantes muy enérgicos.

Los metales alcalinos forman con él los compuestos llamados *etilatos*, con desprendimiento de hidrógeno (**1091**); los cuerpos deshidratantes separan agua del alcohol, transformándole en éter vínico ó en etileno; los ácidos enérgicos le eterifican formando los éteres etílicos correspondientes, que serán tantos para cada ácido cuantas sean sus dinamicidades.

1100. Obtención.—De los diferentes medios que pueden emplearse para formar los alcoholes (**1092**), el que se utiliza casi exclusivamente para obtener el alcohol etílico, es la fermentación de líquidos azucarados, en la que se forma, además de otros productos, este alcohol, por lo que recibe el nombre de alcohólica; sometiendo después dichos líquidos á la destilación se separa aquel acompañado de cantidades variables de agua, constituyendo los *aguardientes* cuando no contienen mas que de 40 á 50 0/0 de alcohol; estos líquidos redestilados (*rectificados*) van perdiendo agua y aumentando en riqueza alcohólica hasta un 80 á 90 0/0 constituyendo el llamado *espíritu de vino*, aunque no proceda de este; por nuevas rectificaciones en aparatos destilatorios perfeccionados se pueden llegar á obtener alcoholes que marquen hasta un 98 0/0, pero no es posible conseguir por estos medios la separación completa del agua para obtener el alcohol *anhidro* ó *absoluto*, siendo necesario acudir á agentes deshidratantes, que no ejerzan ninguna acción química sobre él. Los que generalmente se emplean con este objeto son la *cal viva* y el *carbonato potásico*, cuerpos insolubles en el alcohol y muy ávidos de agua; poniendo en contacto con ellos el alcohol hidratado, se apoderan de su agua y destilándole (fig. 137) resulta más concentrado; repitiendo el tratamiento las veces que sea necesario, se consigue obtenerle casi completamente anhidro; no es posible sin embargo separar las últimas porciones de agua si no se emplea un poco de sodio, para que la transforme en hidrato sódico, obteniéndose por destilación un alcohol absolutamente *anhidro*.

Se reconoce este por medio del sulfato cúprico seco y blanco, que no toma color azul con el alcohol, á no ser que contenga agua aunque sea en cantidad muy pequeña; adicionándole benzina no se enturbia esta si es anhidro y sí cuando contiene agua; tratado por el compuestito conocido con el nombre de alcoholato de barita, se enturbia inmediatamente aunque contenga cantidades insignificantes de agua.

SÍNTESIS DEL ALCOHOL VÍNICO.—Este alcohol puede obtenerse por síntesis siguiendo varios procedimientos; ya se ha dicho (**1026**) que por la influencia del arco voltaico se combinan directamente el carbono y el hidrógeno y forman el acetileno; calentando una mezcla de este carburo y de hidrógeno se produce el etileno (**1077**) que puesto en presencia del ácido sulfúrico es absorbido por este formándose ácido etil-sulfúrico; este diluido en 10 veces su peso de agua y sometido á la ebullición se desdobra en ácido sulfúrico y alcohol. También se le

puede sintetizar tratando el etileno por el ácido clorhídrico ó el yodhídrico para formar los éteres etilclorhídrico ó etilyodhídrico que tratados por el acetato potásico se convierten en eter acético y este con la potasa dá otra vez acetato potásico y alcohol.

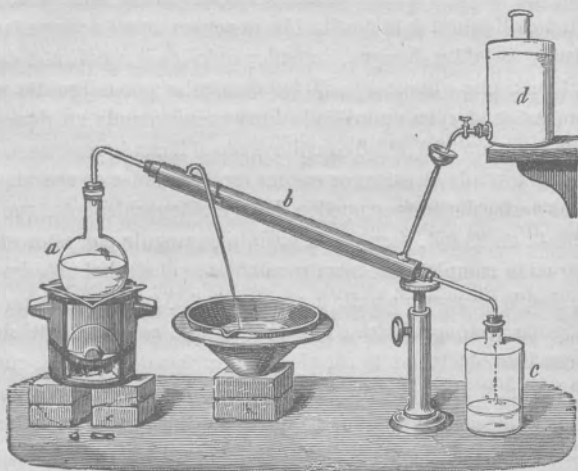
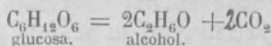


Fig. 137.—Destilación del alcohol.

1101. APLICACIONES.—En los laboratorios es muy usado como disolvente algunas veces anhidro, pero más el de 80° á 96°; en Farmacia y en Medicina también es muy usado el de diversas concentraciones; conocido es de todos el empleo que se hace de los aguardientes y del espíritu de vino en muchas artes é industrias y en la economía doméstica.

Apéndice al estudio del alcohol ordinario.

1102. Productos de la fermentación de los zumos vegetales y de otros líquidos azucarados.—El azúcar que existe en los zumos extraídos de los vegetales y el que resulta de la transformación de las sustancias amiláceas por la influencia de la diastasa ó de otros agentes, experimenta con facilidad la fermentación alcohólica, debido á las sustancias albuminoideas que le acompañan en dichos líquidos ó que se le asocian para favorecer el desarrollo del fermento específico de dicha fermentación. En esta el hecho más culminante es el desdoblamiento de la glucosa en alcohol y anhídrido carbónico:



pero no es esta la única transformación que tiene lugar, puesto que de

los experimentos de Pasteur resulta que solo un 94 por 100 de glucosa se desdobra de aquella manera empleándose el 6 restante en la formación de pequeñas cantidades de glicerina y ácido succínico y en la elaboración de nuevos glóbulos de fermento.

Es fácil producir esta fermentación; para ello no hay más que colocar en un matrás ó en un frasco de vidrio una disolución de azúcar al 10 por 100 y añadirla unos gramos de levadura de cerveza desleída en un poco de agua ligeramente tibia, dejando la mezcla en un recinto en el que la temperatura sea de 20° á 25° muy pronto comienza á desprenderse gran cantidad de gas elevándose la masa; si al frasco ó matrás se le ajusta un tubo de desprendimiento se puede recoger aquél en probetas en lá cuba de mercurio demostrándose que es anhídrido carbónico; en cambio el líquido toma olor vinoso y sometiénole á la destilación se puede separar de él el alcohol formado.

La levadura de cerveza que produce esta fermentación está formada por células ó corpúsculos ovoideos, cuyo diámetro es de una centésima de milímetro, agrupados en forma de rosario; están constituidos por una membrana elástica que envuelve á un contenido granuloso ó líquido y en su composición entran sustancias albuminoideas, celulosa y compuestos minerales; cuando se les coloca en un cuerpo que contenga los materiales necesarios para su nutrición, como glucosa, una sustancia albuminoidea, sales amónicas y fosfatos, se multiplican extraordinariamente.

Los productos que resultan de esta fermentación varían según la naturaleza del zumo ó del líquido azucarado, en los que existen además de la glucosa otros cuerpos que modifican más ó menos dichos productos. A estos corresponden los *vinos*, las *sidras*, las *cervezas* y otros.

VINOS.—Son líquidos alcohólicos resultantes de la fermentación del zumo de las uvas (*mosto*); este zumo está constituido por una disolución en el agua de azúcar invertido (glucosa más levulosa), gomas, mucílago, pectina, albúmina vegetal, materias colorantes, indicios de materias grasas, tanino, ácidos tartárico y málico libres, tartrato ácido de potasio (cremor tártaro), tartrato cálcico y otras sales. Cuando este zumo se deja en contacto del aire á una temperatura de unos 25°, comienza por enturbiarse, se produce una gran efervescencia porque se desprende mucho anhídrido carbónico formándose mucha espuma (*fermentación tumultuosa*); después cesa el desprendimiento rápido de aquel gas y el enturbiamiento disminuye, depositándose en el fondo de las vasijas sustancias que se hacen insolubles, porque ha variado la naturaleza del líquido; siguen verificándose los mismos fenómenos pero muy lentamente (*fermentación lenta*).

El líquido que resulta de esta fermentación (*vino*) después de bien clarificado contiene agua y diversos productos de los que unos existían en el mosto y otros proceden de la transformación que este experimenta; entre los primeros se hallan las sales minerales y orgánicas que contiene el mosto, en menor cantidad porque una parte de ellas se depositan con el sedimento, gomas, una pequeña cantidad de materias grasas, albúmina, materias colorantes, ácidos tartárico y málico li-

bres y el tanino; entre los segundos están el alcohol, cuya cantidad, como es consiguiente guarda relación con la de azúcar que tenía el mosto, el anhídrido carbónico, que en los vinos llamados espumosos es muy abundante, pequeñas cantidades de aldehído y de ácido acético, procedentes de la oxidación del alcohol, glicerina y ácido succínico en pequeña cantidad, y varios éteres compuestos, entre los que se hallan el éter acético y muy particularmente el *enántico ó pelargónico*; estos éteres unidos á ciertos aceites esenciales forman el aroma (*bouquet*) especial de cada vino.

Todo lo concerniente á la fabricación de las diferentes clases de vinos, á sus alteraciones y adulteraciones, es objeto de las obras de Química aplicada.

SIDRAS.—Son los vinos procedentes de la fermentación del zumo de las manzanas y de las peras.

CERVEZAS.—Son líquidos hidro-alcohólicos procedentes de la fermentación de las infusiones de cebada germinada, aromatizados con lúpulo. Para fabricar la cerveza lo primero que se hace es transformar la cebada en *malta*, haciéndola germinar; al efecto se la humedece con agua y se la somete durante algún tiempo á una temperatura de unos 15° con el objeto de que se desarrolle la diástasa necesaria para sacarificar la fécula; cuando el germen ha adquirido la longitud del grano, se detiene la germinación elevando la temperatura á unos 50°; triturando el malta después de seco se le bate ó agita bien con agua á 50° ó 60° durante unas tres horas, á fin de que la diástasa del malta transforme la fécula en dextrina y en glucosa (*maltoza*), que se disuelve en el agua produciendo una especie de mosto azucarado; este se cuece con el lúpulo, dejándole después enfriar hasta 15° para que experimente la fermentación, á cuyo efecto se le agrega un poco de levadura de cerveza procedente de otra operación anterior.

Por la acción de la levadura comienza muy pronto en el mosto la fermentación alcohólica que es conveniente se efectúe á baja temperatura; la cerveza resultante está formada por agua en gran cantidad, alcohol (2 á 5 por 100), anhídrido carbónico, sustancias azucaradas, dextrina, sustancias nitrogenadas, materias extractivas, principios amargos, materia colorante, aceite esencial y diversas sales.

ALCOHOLES INDUSTRIALES.—No siendo suficiente para las necesidades del consumo, los alcoholes extraídos de la destilación de los vinos y otros líquidos alcohólicos, la industria recurre hoy para fabricar alcoholes á la transformación de la fécula contenida en diversas sustancias (cereales, patatas, varias semillas, etc.) en glucosa, esta por la fermentación dá después alcohol, que se separa de los líquidos en cuyo seno se han formado, por la destilación en aparatos continuos que en una sola operación suministran alcoholes muy puros y de una gran concentración (90° á 96°).

1103. Alcohometría.—Su objeto es determinar la riqueza en alcohol absoluto de los líquidos que le contengan mezclado con cantidades desconocidas de agua; para ello pueden emplearse varios medios; uno consiste en determinar la densidad de dichos líquidos por los procedimientos que la Física enseña y buscar en las tablas que hay formadas, á que cantidades de alcohol y agua corresponde la densidad hallada; en dichas tablas está consignada la que corresponde al alcohol absoluto y á varias mezclas conocidas de éste con agua, que se llaman mezclas tipos.

Pero el medio que comunmente se emplea, por ser más breve, consiste en introducir en el alcohol un areómetro para líquidos menos densos que el agua y observar el número de grados que este marca; los areómetros más usados con este objeto son el de *Cartier* y el *centesimal de Gay-Lussac* (alcohómetros); el primero marca 0° en el agua y 44° en el alcohol absoluto; el segundo 0° y 100° respectivamente en dichos líquidos, á la temperatura de 15°; cuando esta varía es preciso hacer una corrección, por medio de la fórmula siguiente, debida á Franqueur:

$$x = g \pm (0,4 \times d)$$

en la que x representa la riqueza alcohólica que se desea hallar, en grados centesimales g , los grados que marca el areómetro en el momento del ensayo; d , la diferencia entre 15° y la temperatura que tiene el líquido, que se averigua por medio de un termómetro al hacer el ensayo; 0,4 una cantidad constante que hay que multiplicar por d ; los signos $\pm$ indican que cuando la temperatura sea menor de 15° se debe sumar el producto de 0,4 por d y cuando sea mayor, se debe restar.

Supóngase que un líquido alcohólico marca 60° en el areómetro, siendo su temperatura 20°, se tendrá:

$$x = 60^\circ - (0,4 \times 5 \text{ (diferencia entre 20 y 15)}) = 60^\circ - 2 = 58^\circ$$

es decir que en 100 del referido líquido habrá 58 de alcohol y 42 de agua.

Si la temperatura fuese de 10° por ejemplo, se tendría:

$$x = 60^\circ + (0,4 \times 5) = 60^\circ + 2 = 62^\circ$$

Cuando hay que aplicar este procedimiento á líquidos poco alcohólicos como los vinos, las cervezas, etc., se destila un volumen conocido de dichos líquidos en los alambiques ideados con este objeto por Gay-Lussac, Salleron y otros, se recoge por la destilación una tercera parte ó una mitad del volumen del líquido sometido á aquella y se le adiciona agua destilada hasta restablecer el volumen tomado; en el líquido así obtenido se determina la riqueza alcohólica como se ha dicho.

1104. Alcohol amílico.— $C_5H_{12}O$.—Es el 5.º término de la primera série; fué descubierto por Scheele en 1785 y analizado por Dumas en 1834; ha recibido los nombres de *aceite de patatas*, por hallarse en los residuos de la obtención del aguardiente de fécula, de *bihidrato de amileno*, de *hidrato amílico* y otros.

Es líquido, incoloro, de olor nauseabundo característico y de sabor ácre, su densidad 0,82, se disuelve muy poco en el agua, pero se mezcla en todas proporciones con el alcohol y con el éter, él disuelve á varias sustancias, á—20° se solidifica, hierve á 132° y á una temperatura elevada se descompone, desvía á la izquierda el plano de polarización de la luz. Arde con dificultad dando llama azulada, fuliginosa y más brillante que la de los anteriores; los cuerpos oxidantes le trans-

forman primero en *aldehído valérico* y después en *ácido valerianico*; los deshidratantes le convierten en *amileno* y con los ácidos forma los *éteres amilicos*.

Se le extrae de los aguardientes de féculas y semillas y del de casca procedente de la destilación del orujo de la uva, que debe su olor á este alcohol; se les destila hasta que comienzan á salir lechosos, y entonces se trata el residuo por agua y cloruro cálcico y se destila, recogiendo lo que pasa de 128° á 132°.

Se emplea como disolvente y para preparar algunos de sus derivados.

1105. Alcohol cáñfico (*alcanfor de Borneo ó borneol*).— $C_{10}H_{18}O$.—Existe en el *dryobalanops aromática*, árbol de las islas de la Sonda. Se presenta en cristales pequeños, transparentes y muy frágiles, incoloro, de olor que recuerda el del alcanfor ordinario y el de la pimienta, de sabor quemante, insoluble en el agua, soluble en el alcohol y en el éter; se funde á 198° y hierve á 212°; es dextrogiro; el ácido nítrico fumante le convierte en alcanfor ordinario ó *aldehído canfólico* perdiendo dos átomos de hidrógeno; con el anhídrido fosfórico pierde una molécula de agua, transformándose en *borneeno* ($C_{10}H_{16}$) que es un hidrocarburo isómero de la esencia de trementina (1079).

Este cuerpo se forma en distintas reacciones, como por ejemplo calentando con potasa el alcanfor ordinario.

Para extraerle se someten á la destilación, en presencia del agua, astillas de la madera de los vegetales que le contienen, en alambiques cuyos capiteles están llenos de paja de arroz, en la que se condensa el alcanfor impuro de color agrisado y después se purifica sublimándolo en matraces de vidrio calentados en baño de arena.

1106. Alcohol colestérico (*colesterina*).— $C_{26}H_{44}O$.—Es un alcohol monodínamo de la serie 6.^a ($C_n H_{2n-8}O$). Este cuerpo fué descubierto por Conradi en 1775; se halla entre los productos de la desasimilación del tejido nervioso y es escretada por el hígado. Cristaliza en láminas romboidales delgadas y brillantes, suaves al tacto, blancas, inodoras é insípidas; insoluble en el agua, en la bilis está disuelta merced á las sales alcalinas que contiene y cuando faltan estas se deposita formando los cálculos biliares; soluble en el alcohol, en el éter y en el cloroformo; fusible á 145°, se sublima á 360° y á mayor temperatura experimenta la destilación seca, dando entre otros productos, un aceite que huele como el geráneo; es levogiro y se electriza por el frotamiento; es completamente neutro, dá con los ácidos combinaciones análogas á los éteres. Cuando á una disolución de colestestina en el cloroformo se la adiciona un volumen igual al suyo de ácido sulfúrico concentrado y se ágita, toma inmediatamente colores azul, rojo, rojocereza y purpúreo, que persiste durante mucho tiempo; esta reacción debida á Salkowski se utiliza para demostrar su existencia.

Se prepara hirviendo los cálculos biliares con agua para disolver los ácidos y pigmentos biliares y algunas sales minerales; el residuo se hierve después con alcohol que por enfriamiento deja cristalizar la colestestina.

Los demás alcoholes monodínamos son menos importantes.

ALDEHIDOS.

Generalidades.

1107. Definición.—Son cuerpos resultantes de la deshidrogenación de los alcoholes; en efecto, se ha visto (**1091**) que cuando á un alcohol se le separa por cualquier medio, como la acción del cloro, la del oxígeno, etc., parte de su hidrógeno se convierte en aldehído.

1108. HISTORIA.—Dœbereiner fué el primero que obtuvo un aldehído, el del alcohol vínico, pero muy impuro; este cuerpo fué estudiado y analizado por primera vez por Liebig, que propuso darle el nombre de aldehído ó alcohol deshidrogenado; habiéndose descubierto después otros, derivados de los demás alcoholes en condiciones análogas, este nombre se hizo genérico.

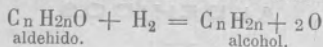
1109. Nomenclatura.—Su nombre consta de dos palabras, la genérica *aldehído*, seguida de otra específica tomada del nombre del alcohol de donde se derivan; así se dice *aldehído vínico*, *aldehído propílico*, etc.

1110. Estado en la naturaleza.—Algunos existen en la naturaleza constituyendo ciertas esencias; así por ejemplo el *aldehído benzóico*, forma la mayor parte de la esencia de almendras amargas; el *cuminico* se halla contenido en la de cominos; el *salicílico*, en la esencia de *spirea ulmaria*; el *canfólico* ó *cánfico*, en el alcanfor ordinario, etc.

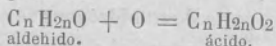
1111. Propiedades.—Por regla general son líquidos, incoloros, de olor agradable y menos densos que el alcohol de donde proceden; algunos se disuelven en el agua con desarrollo de calor y contracción del volúmen, admitiéndose que se verifica una combinación; se disuelven en los líquidos alcohólicos; son muy volátiles y el calor les descompone á temperaturas elevadas, dando productos muy diversos; son cuerpos bastantes reductores por la tendencia que tienen á transformarse en los ácidos correspondientes; arden con llamas más ó menos intensas; muchos de ellos actúan sobre la economía animal como anestésicos y algunos son muy venenosos.

Se les supone derivados del tipo hidrógeno en el que la mitad de este ha sido reemplazado por el radical de un ácido; por eso también se les llama *hidruros* de dichos radicales (*hidruro de acetilo* ó *aldehído vínico*); también se les puede referir al tipo agua en el que la mitad del hidrógeno está reemplazado por un hidrocarburo no saturado.

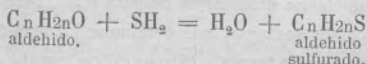
El hidrógeno naciente transforma á los aldehidos en alcoholes:



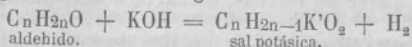
El cloro actúa sobre ellos produciendo fenómenos de sustitución de los que resultan derivados importantes, como el *cloral*, el bromo actúa de una manera análoga; con algunos compuestos que ceden fácilmente cloro, como el pentacloruro de fósforo, forman también derivados clorados; el oxígeno libre y los agentes oxidantes les convierten en los ácidos respectivos:



Bajo la influencia de algunos ácidos, como el sulfúrico, se polimerizan, triplicándose su molécula; con el sulfhídrico se transforman en aldehidos sulfurados:

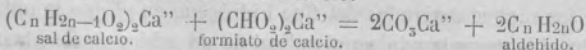


Con los álcalis fijos forman una sal del ácido correspondiente al aldehido, desprendiéndose hidrógeno:



Con el amoniaco forman compuestos cristalinos llamados *aldehidatos* de amoniaco, que tratados por ácidos débiles regeneran el aldehido. Los sulfitos ácidos de los metales alcalinos, dán también con ellos compuestos cristalizables y solubles en el agua, que tratados por los ácidos ó por los álcalis dejan en libertad el aldehido.

1112. Preparación.—Los procedimientos para preparar los aldehidos son varios, y de ellos algunos no sirven más que para obtener un aldehido determinado. Se forman por una oxidación lenta del alcohol correspondiente y por la acción del cloro sobre dichos alcoholes, pero se originan al mismo tiempo otros derivados clorados que es difícil separarlos del aldehido: por la acción del hidrógeno naciente sobre los anhídridos de los ácidos correspondientes ó sobre sus cloruros: destilando una mezcla formada por una molécula de la sal de calcio del ácido correspondiente al aldehido que se quiere obtener y por otra molécula de formiato de calcio:

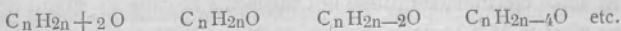


Otros varios procedimientos pueden seguirse, pero son menos generales que los anteriores.

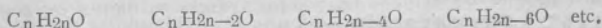
1113. Clasificación.—Se han dividido en las mismas series

y grupos que los alcoholes de que se derivan; sus fórmulas generales son las mismas que las de estos, con solo suprimir en ellas la cantidad correspondiente de hidrógeno:

Séries de alcoholes.



Séries de aldehidos.



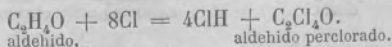
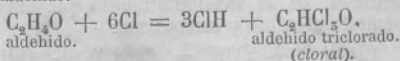
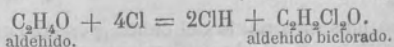
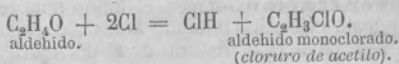
1114. APLICACIONES.—Algunos las tienen muy importantes en Química, en Medicina y en la industria.

ALDEHIDO ETÍLICO.— C_2H_4O .

Peso molecular.... 44.

1115. HISTORIA Y SINONIMIA.—Ya se ha dicho que el primero que le obtuvo, aunque impuro fué Doebereiner y el primero que le estudió y analizó fué Liebig. Ha recibido los nombres de *aldehido acético*, *aldehido vínico*, *hidruro de acetilo*, *ácido aldehídico* y otros.

1116. Propiedades.—Es un líquido muy movible, incoloro, de olor fuerte y penetrante, su densidad 0,805, soluble en el agua, en el alcohol y en el éter; es volátil, hierve á $20^{\circ},8$; no ejerce ninguna acción sobre los papeles reactivos, es reductor, arde con llama poco intensa y es anestésico; el hidrógeno naciente le transforma en alcohol; el cloro sustituye á su hidrógeno dando varios derivados clorados:



De estos derivados el más interesante es el *cloral*. El bromo y el yodo dan reacciones análogas, que originan el *bromal* y el *yodal*.

Se combina con gran facilidad con el oxígeno para transformarse en ácido acético; esta oxidación se efectúa con sólo exponerlo á la acción del aire, sobre todo en presencia del negro de platino, y también por medio de cuerpos oxidantes, como el agua oxigenada, el ácido crómico, el nítrico, etc.; debido á ella funciona el aldehido como un re-

ductor enérgico; calentando una disolución de nitrato de plata amoniacal, con un poco de aldehído, se produce un precipitado de plata metálica que forma sobre las paredes de la vasija un barniz metálico brillante; esta reacción se ha utilizado para la fabricación de espejos.

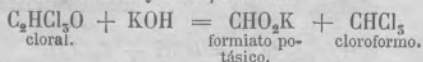
El ácido clorhídrico diluido le transforma al cabo de algún tiempo en *aldol* ($C_4H_8O_2$) y la potasa en acetato potásico con desprendimiento de hidrógeno.

1117. Preparación.—Se prepara oxidando el alcohol diluido en agua bien por el bióxido de manganeso y el ácido sulfúrico (Liebig) ó por el bicromato potásico y ácido sulfúrico (**1111**) y destilando; se mezcla el producto obtenido con éter y se satura el líquido con gas amoniaco para formar aldehydato de amoniaco (pág. 556) que cristaliza y después se descompone por ácido sulfúrico diluido en agua, se destila, teniendo cuidado de que la temperatura no pase de 25° á 30° , y se recoge el producto en un recipiente rodeado de hielo.

1118. APLICACIONES.—Se le emplea alguna vez como anestésico y como reductor del nitrato argéntico, en la fabricación de ciertos espejos.

1119. Cloral (*aldehído triclorado*).— C_2HCl_3O .—Fué descubierto en 1832 por Liebig entre los productos de la acción del cloro sobre el alcohol y le dió el nombre de *cloral*; después se ha visto que se forma también cuando actúa dicho cuerpo sobre la fécula ó sobre el azúcar. Es líquido, incoloro, de olor penetrante que escita el lagrimeo y produce tos, de sabor cáustico, suave al tacto, su densidad 1,52, muy soluble en el agua, en el alcohol y en el éter; él á su vez es disolvente de algunos cuerpos como el bromo, el yodo, el azufre, el fósforo, etc.; se solidifica á -75° , hierve á 99° . Es un verdadero aldehído; dá con los cuerpos oxidantes el ácido *triclora-acético* y con el agua un compuesto cristalino llamado *hidrato de cloral* (C_2HCl_3O, H_2O) que tiene un olor particular distinto de el del cloral; se funde á 46° y hierve á 97° .

La reacción mas importante del cloral, por las consecuencias que de ella se deducen, es el desdoblamiento que experimenta por los álcalis, en formiato alcalino y *cloroformo*:



La acción prolongada del agua ó del ácido sulfúrico transforma al cloral en una modificación insoluble (*metacloral*.)

Se prepara el cloral por la acción del cloro seco sobre el alcohol anhidro enfriado á 0° y elevando después la temperatura hasta casi la de ebullición del alcohol; cuando ya no sea absorbido mas cloro se destila el líquido dos veces sobre ácido sulfúrico y después sobre cal viva. Puede obtenerse también el cloral por la acción del cloro naciente sobre el almidón.

El cloral y su hidrato se emplean como anestésicos en Medicina.

1120. Aldehido cánfico (*alcanfor ordinario ó de las laurineas*) $C_{10}H_{16}O$.—Existe en el *laurus camphora*, árbol de la China, del Japón y de las islas de la Sonda. Se presenta en panes cóncavos, cristalino y semitransparente, incoloro, de olor aromático intenso y característico, de sabor amargo y cálido; su densidad $0,99$ á 10° y $1,0$ á 0° ; es casi insoluble en el agua y cuando se echan pequeños fragmentos de él sobre este líquido, adquieren movimientos giratorios; es soluble en el alcohol, en el éter, en los aceites fijos, en las esencias, etc.; se pulveriza difícilmente cuando está seco, pero con facilidad impregnándole de alcohol; emite vapores á la temperatura ordinaria que tienen una gran tensión, debida á lo cual se sublima espontáneamente en los frascos donde se le conserva; se funde á 175° y hierve sin alterarse á 204° ; su disolución alcohólica es dextrógiira.

Este cuerpo tiene con el borneol ó alcohol canfólico, las mismas relaciones que el aldehido vinico con el alcohol ordinario, es decir, que funciona como un aldehido, sin embargo la circunstancia de que fijando una molécula de agua dá el ácido canfólico y por otros caracteres Berthelot le separó de este grupo de cuerpos y le incluyó en otro á los que denominó *carbonilos*; es combustible y arde con llama fuliginosa; el cloro, y mejor el ácido hipocloroso, le transforma en *alcanfor monoclorado* ($C_{10}H_{15}ClO$); con el bromo forma á 120° dos derivados que son el *alcanfor monobromado* ($C_{10}H_{15}BrO$) y el *bibromado* ($C_{10}H_{14}Br_2O$); además de estos dos derivados por sustitución forma otro por adición, el *bromuro de alcanfor* ($Br_2C_{10}H_{16}O$), que se produce cuando se trata por bromo una disolución alcohólica de alcanfor; es una sustancia cristalina que se descompone bajo la influencia de la luz, transformándose en alcanfor monobromado y ácido bromhídrico.

El gas ácido clorhídrico es absorbido por el alcanfor formando un líquido oleaginoso que se descompone en el agua, quedando el alcanfor libre; el mismo fenómeno se produce cuando se disuelve el alcanfor en ácido nítrico frío, pero si se calienta la mezcla de ambos cuerpos se convierte en *ácido canfórico* ($C_{10}H_{16}O_4$); calentando el alcanfor con una disolución alcohólica de potasa se forma borneol y canfato potásico, del que se puede separar el *ácido cánfico* ($C_{10}H_{16}O_2$); el vapor de alcanfor dá con la cal sodada á 300° , canfolato de sodio, del que se extrae el *ácido canfólico* ($C_{10}H_{18}O_2$); con los cuerpos deshidrantes, como el anhídrido fosfórico ó el cloruro de zinc, pierde agua y se transforma en un carburo de hidrógeno llamado *cimeno* ($C_{10}H_{14}$).

Para extraerle se someten á la destilación, en presencia del agua, astillas de la madera de los vegetales que le contienen, en alambiques cuyos capiteles están llenos de paja de arroz, en la que se condensa el alcanfor impuro de color agrisado y después se purifica sublimándole en matraces de vidrio calentados en baño de arena.

Se emplea mucho en Medicina como sedante y antiséptico y en la economía doméstica.

Los demás aldehidos son menos interesantes y algunos habrá ocasion de mencionarlos al estudiar otros grupos de cuerpos.

ACETONAS

(aldehidos secundarios).

1121. HISTORIA.—El cuerpo que sirve de tipo á este grupo se conoció ya en el siglo pasado con el nombre de *espíritu piro-acético*, pero hasta estos últimos tiempos no se han relacionado con él otros compuestos.

1122. Constitución y división.—Son cuerpos neutros análogos por su constitución á los aldehidos y que pueden ser considerados como resultado de la sustitución de una parte de hidrógeno de aquellos por un radical alcohólico, ó tambien como derivados de los anhídridos de los ácidos monobásicos de los que se ha separado una molécula de anhídrido carbónico. De cualquier manera que se les considere, resultará que contienen dos radicales hidrocarbonados unidos entre sí por el carbonilo (CO)"; si los dos radicales hidrocarbonados son iguales, las acetonas se llaman *simples* y si son distintos, *mixtas*.

1123. Nomenclatura.—Se nombran de várias maneras; con la palabra genérica *acetona*, seguida de otra específica que es el nombre del ácido de que proceden, en femenino (*acetona acética*, *acetona valérica*); con el nombre específico del ácido cambiando la terminación *ico* por *ona* (*acetona*, *valerona*, *margarona*); nombrando los dos radicales hidrocarbonados que entran á constituir las, dando al primero la terminación *uro* (*metiluro de acetilo* ó *acetilico*, *etiluro valérico*), ó bien, como se hace hoy, con una palabra compuesta por los nombres de los dos radicales (*metil-acetilo*, *etil-valerilo*, etc.).

1124. Estado en la naturaleza.—La esencia de *Ruta graveolens* está constituida por la acetona metil-monylica ($C_{11}H_{22}O$); las demás son artificiales.

1125. Propiedades.—Son líquidas, de olor etéreo, volátiles, el hidrógeno naciente las transforma en alcoholes y en otros productos secundarios, con el cloro y el bromo dan diversos derivados por sustitución, los agentes deshidratantes, como el ácido sulfúrico y el cloruro de zinc, las hacen experimentar fenómenos de condensación; con los bisulfitos alcalinos, forman como los aldehidos, compuestos cristalizados insolubles en un exceso del sulfito. Se diferencian de los aldehidos en que por oxidación dan dos ácidos correspondientes á los dos radicales alcohólicos que contienen.

1126. Preparación.—Destilando las sales alcalinas ó alcalino-térreas de los ácidos correspondientes, se forma carbonato del metal de la sal y acetona; si se destila una mezcla de dos sales del mismo metal, resulta una acetona mixta; tratando el cloruro del radical del ácido por un compuesto organo-metálico se forma cloruro del metal y la acetona correspondiente; pueden prepararse por algun otro procedimiento.

1127. Clasificación.—Se clasifican como los ácidos de que se suponen derivadas. La única que ofrece algun interés es la acetona propiamente dicha ú ordinaria.

está saturado por uno de los cuerpos halógenos, se tienen los *éteres haloideos* ó halógenos. Los *éteres compuestos* proceden de la sustitución del hidrógeno básico de los ácidos, por los radicales alcohólicos; son *neutros* cuando la sustitución es total y *ácidos* si es solo parcial; cada ácido puede formar tantos éteres como átomos de hidrógeno básico contiene; de ellos uno será neutro y los demás, ácidos.

Puede formarse una idea clara de todos estos cuerpos comparando los radicales alcohólicos con los metales, los éteres simples son los óxidos de dichos radicales, los haloideos sus sales halógenas, los éteres compuestos las sales anfígenas neutras y ácidas, y los alcoholes serán los hidratos de dichos radicales:

M'	$(C_n H_{2n+1})'$
radical metálico.	radical alcohólico.
M'_2O	$(C_n H_{2n+1})'_2O$
óxido metálico.	éter simple.
ClM'	$Cl(C_n H_{2n+1})'$
sal halógena.	éter haloideo.
$Ac.''M'_2$	$Ac.''(C_n H_{2n+1})'_2$
sal anfígena neutra.	éter compuesto neutro.
$Ac.''HM'$	$Ac.''H(C_n H_{2n+1})'$
sal anfígena ácida.	éter compuesto ácido.
$M'OH$	$(C_n H_{2n+1})'OH$
hidrato.	alcohol.

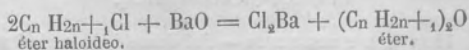
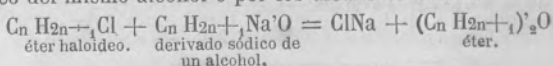
1131. Nomenclatura.—Los éteres simples pueden nombrarse con la palabra genérica *éter* y una específica formada por el nombre del radical alcohólico ó como óxidos de dicho radical, como por ejemplo *éter metílico* ú *óxido de metilo*, *éter etílico* ú *óxido de etilo*; si son mixtos el nombre específico se forma con los de los dos radicales alcohólicos (*éter metil-etílico* ú *óxido metil-etílico*). Los haloideos se nombran con una palabra específica formada por el nombre del radical alcohólico y el del hidrácido correspondiente ó como las sales halógenas: así se dice *éter etil-yodhídrico* ó *yoduro de etilo*; *éter amil-fluorhídrico* ó *fluoruro de amilo*; la misma regla se sigue para los formados por los oxácidos, como por ejemplo: *éter metil-nítrico* ó *nitrato de metilo*, *éter amil-acético* ó *acetato de amilo*. Si estos últimos son ácidos es necesario expresarlo (*sulfato ácido de etilo*); también puede nombrárseles con la palabra genérica ácido y una específica formada por los nombres del radical alcohólico y del ácido (*ácido etil-sulfúrico*).

1132. Estado en la naturaleza.—Los éteres de los alcoholes monodinamos son artificiales, los de algunos polidinamos se hallan en la naturaleza, como por ejemplo muchas sustancias grasas naturales que son mezclas de éteres de un alcohol tridinamo.

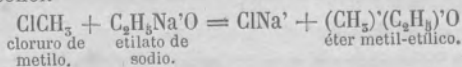
1133. Propiedades.—Por regla general son líquidos muy movibles, pero hay algunos gaseosos y otros sólidos y cristalizables, incoloros, con olores variados y característicos, de sabores muy diversos, algunos le tienen cáustico, la mayor parte son menos densos que el agua é insolubles en esta muchos de ellos, los éteres ácidos son solubles en aquel disolvente; los que tienen el estado líquido son muy volátiles y hierven á temperaturas poco elevadas, el calor les descompone dando productos muy diversos; son casi todos combustibles y algunos lo son mucho.

La acción de los agentes químicos sobre ellos es la misma que la que ejercen sobre los alcoholes de donde se derivan; algunos de dichos agentes ocasionan su combinación con el agua transformándoles en el alcohol respectivo ó en una mezcla de dos alcoholes, cuando actúan sobre un éter mixto.

1134. Preparación.—Los éteres *simples* propiamente dichos se forman por la acción de los agentes deshidratantes, como el cloruro de zinc, ó por la de ciertos ácidos sobre los alcoholes respectivos; también, tratando los éteres haloideos por un derivado potásico ó sódico del mismo alcohol ó por los álcalis cáusticos:



Los *mixtos* se preparan por la acción de un ácido sobre la mezcla de dos alcoholes ó tratando un éter haloideo por el derivado sódico de otro alcohol:



Los *haloideos* se obtienen por la acción del cloro ó del bromo sobre los hidrocarburos saturados; tratando los alcoholes por los hidrácidos ó por los cloruros, bromuros y yoduros de fósforo; por la acción de los hidrácidos sobre los hidrocarburos didinamos, etc.

Los *compuestos*, por la acción de los ácidos sobre los alcoholes; si el ácido cuyo éter se quiere obtener es poco enérgico, se mezcla el

alcohol con una sal de dicho ácido y se trata la mezcla por otro enérgico, como el sulfúrico.

1135. Clasificación.—Como derivados de los alcoholes se clasifican siguiendo los mismos principios que para estos se dieron á conocer.

1136. APLICACIONES.—Muchos tienen aplicaciones interesantes en Química, en Medicina, etc., como se verá al estudiar alguno de ellos en particular.

Éteres más importantes de los alcoholes monodínamos.

1137. Éteres del alcohol metílico.—El *óxido de metilo* $((\text{CH}_3)_2\text{O})$ ó sea el eter simple de éste alcohol, es gaseoso, incoloro, de olor etéreo agradable, soluble en el agua y en el alcohol; se liquida á -21° , arde con llama muy clara y forma mezcla detonante con el oxígeno; es isómero del alcohol vínico $((\text{CH}_3)_2\text{O} = \text{C}_2\text{H}_6\text{O})$. Se prepara por la acción del ácido sulfúrico sobre el alcohol metílico y no tiene mucha importancia.

Se emplea liquidado para producir por su evaporación descensos de temperatura que se utilizan en la conservación de sustancias alimenticias.

El *cloruro de metilo* ó *éter metil-clorhídrico* $(\text{Cl}(\text{CH}_3))$ es también gaseoso, incoloro, de olor etéreo, de sabor azucarado, algo soluble en el agua y muy soluble en el alcohol, arde con llama blanca algo verdosa y se prepara tratando el alcohol metílico por sal común y ácido sulfúrico. No tiene importancia por sí pero la tiene muy grande por sus derivados clorados, de los que el más interesante es el *cloroformo*.

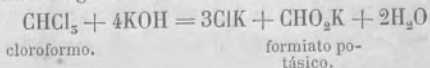
CLOROFORMO.— CHCl_3 .

1138. HISTORIA Y SINONIMIA —Fué descubierto casi al mismo tiempo en 1831, por Liebig, por Soubeiran y por Guthrie. En un principio creyó Liebig que era un compuesto de cloro y de carbono y le dió el nombre de *percloruro de carbono*; el nombre de *cloroformo* se lo dió Dumas en 1835 porque tratado por la potasa se transforma en cloruro y formiato potásicos. Ha recibido además los nombres de *éter metil-clorhídrico biclorado*, de *triclорuro de formilo* y otros muchos.

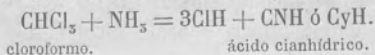
1139. Propiedades.—Es líquido, muy movable, incoloro, de olor etéreo agradable, de sabor dulce y fresco, su densidad 1,48, muy poco soluble en el agua y muy soluble en el alcohol y en el éter, él á su vez es disolvente neutro de muchos cuerpos, como el bromo, el yodo, las grasas, las resinas, etc., se solidifica á -70° , hierve á 62° y su

vapor se descompone al rojo en cloro, ácido clorhídrico, cloruro de carbono y otros productos inflamables, dejando un depósito de carbón; es poco inflamable, si se impregna una mecha de algodón con cloroformo, arde con llama verdosa y fuliginosa desprendiendo gas clorhídrico; respirado su vapor obra como anestésico produciendo muy pronto la insensibilidad y si se le respira en gran cantidad determina rápidamente la muerte por parálisis del corazón.

El hidrógeno naciente le transforma en cloruro de metileno, el cloro le convierte en tetracloruro de carbono, el potasio y el cobre muy dividido actúan sobre el vapor de cloroformo produciendo acetileno, la potasa disuelta en alcohol le transforma en cloruro y formiato potásicos separándose agua:



con el amoniaco dá los ácidos clorhídrico y cianhídrico:



1140. Preparación.—Este cuerpo se produce en un gran número de reacciones, como por ejemplo en la acción del cloro sobre el gas de los pantanos ó sobre el éter metil-clorhídrico, por la de los álcalis sobre el cloral ó sobre el ácido tricloracético, por la de los hipocloritos sobre el alcohol, etc.

Para prepararle se utiliza esta última reacción; se somete á la destilación en un alambique ó en otro aparato destilatorio (fig. 138) una mezcla de cloruro de cal, cal apagada, agua caliente y alcohol de 85°; el producto de la destilación suele dividirse en dos capas, y si no, se le agita con agua para conseguir que se divida, se separan estas dos capas y la inferior, constituida por cloroformo impuro, se purifica sometiénola á ciertos lavados y destilándola en baño de maria sobre cloruro cálcico. Para explicar la teoría de esta preparación se admite que el cloro del cloruro de cal transforma al alcohol en cloral y este por la cal se desdobra en formiato cálcico y cloroformo.

1141. APLICACIONES.—En Química se emplea como disolvente; es el anestésico mas empleado en Cirujía para las operaciones quirúrgicas; impide las fermentaciones producidas por séres dotados de vida, pero no las originadas por fermentos químicos.

1142. Bromoformo y yodoformo.—Se conocen dos compuestos análogos al cloroformo, que son el *bromoformo* (CHBr_3) y el

yodoformo (CHI_3); el primero es un líquido que hierve á 150° y el segundo es sólido cristalino, amarillo, de olor análogo al del azafrán é insoluble en el agua; se le emplea alguna vez en Medicina.

Los demás éteres del alcohol metílico son poco importantes.

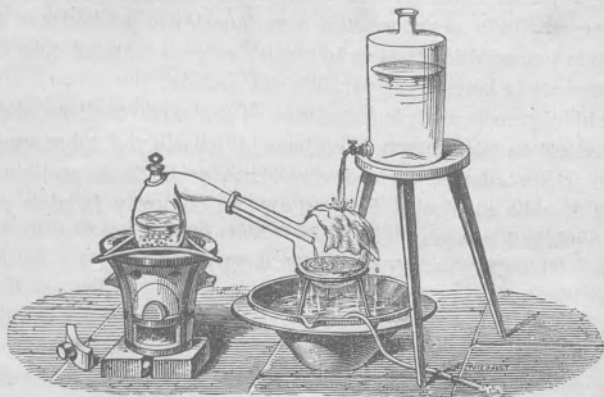


Fig. 138.—Preparación del cloroformo.

1143. Éteres del alcohol etílico ó vínico.—El alcohol vínico forma muchos éteres importantes, pero ninguno tanto como el *éter ordinario*, que es el tipo de este grupo de cuerpos.

ÓXIDO DE ETILO.— $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$.

Peso molecular. . . . 74.

1144. HISTORIA Y SINONIMIA.—Este cuerpo fué descubierto en 1540 por Valerio Cordo, que le dió el nombre de *aceite dulce de vitriolo*, en 1730 Frobenio le dió el de *éter*, en atención á su gran fluidez; después se le llamó *éter sulfúrico* para distinguirlo de los otros éteres que se fueron descubriendo fundándose en que se le obtenia por la acción del ácido sulfúrico sobre el alcohol; fué analizado por primera vez en 1807 por Saussure. Además de aquellos nombres ha recibido los de *éter ordinario*, *normal* ó *vínico*, *hidrato de etileno*, *éter etílico*, etc.

1145. Propiedades.—Es líquido, muy movible, incoloro, de olor agradable característico, llamado *etéreo*, sabor quemante al pronto y fresco después; á 0° su densidad es 0,73, el agua no disuelve mas que 1/9 de su volúmen de éter, pero se disuelve en todas proporciones en los alcoholes metílico y vínico, él á su vez es un buen disol-

vente neutro de un gran número de sustancias inorgánicas y orgánicas, sometido á -31° se solidifica en forma de láminas cristalinas blancas, es muy volátil á todas temperaturas, debido á lo cual produce un gran enfriamiento al evaporarse, hierve á $34^{\circ},5$ dando un vapor incoloro cuya densidad (2,565 ó 37 referida al hidrógeno) corresponde á la fórmula $C_4H_{10}O = (C_2H_5)_2O$, á la temperatura del rojo se descompone su vapor dando entre otros productos, acetileno.

Es neutro á los papeles reactivos, muy inflamable ardiendo con llama azulada poco intensa, respirado su vapor produce anestesia y la muerte cuando se le respira en gran cantidad.

Con el cloro dá por sustitución compuestos clorados, actuando con tanta energía que llegá á inflamarse el éter, por lo cual es necesario operar á temperatura baja; el oxígeno le oxida en presencia del platino dividido, transformándole en aldehído y ácido acético; el vapor de éter forma con el oxígeno una mezcla muy detonante por lo que es preciso manejar este cuerpo con cuidado, el oxígeno ozonizado oxida al éter anhidro produciendo un *peróxido de etilo*, es atacado por los metales alcalinos desprendiéndose hidrógeno, calentado con agua en vasos cerrados regenera el alcohol, destilado con ácido clorhídrico dá cloruro de etilo, con el anhídrido sulfúrico produce el éter sulfúrico neutro y con el ácido sulfúrico forma el sulfato ácido de etilo, con los álcalis forma acetatos desprendiéndose hidrógeno, dá compuestos definidos con muchos cloruros.

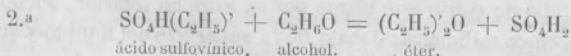
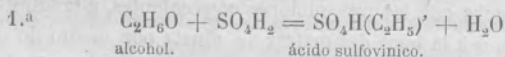
1146. Preparación.—De los diversos procedimientos generales que se dieron á conocer para preparar los éteres simples (1134) el que exclusivamente se utiliza para obtener este es la acción del alcohol sobre el ácido sulfúrico, de la cual resulta el éter.

La operación se practica colocando en una retorta tubulada ó en un matraz, una mezcla de 3 partes de ácido sulfúrico de 66° y 2 de alcohol de 85° , hecha con las precauciones convenientes, á la tubuladura de la retorta ó á la boca del matraz se ajusta por medio de un tapón, un tubo de vidrio que llegue por su extremo inferior, afilado, hasta unos cinco milímetros debajo de la superficie del líquido y que por el superior comunique con un frasco colocado á mayor altura, que contiene el alcohol que se ha de hacer llegar constantemente y poco á poco al interior de aquel; al mismo tapón va ajustando un termómetro cuyo depósito penetra unos milímetros en el líquido y cuya escala llegue á 180° por lo menos; además el matraz ó retorta comunican

con un refrigerante de Liebig ó con un serpentín que terminan en un recipiente donde se han de recoger los productos de la destilación. Debe procurarse que todas estas partes del aparato ajusten bien para que el vapor del éter no tenga ninguna salida porque mezclándose con el aire produciría una detonación de consecuencias funestas para el operador, como desgraciadamente ha sucedido alguna vez. Se eleva la temperatura hasta unos 140°, que es á la que el ácido sulfovinico actúa sobre el alcohol para producir el éter, cuyo vapor se condensa y se recoge en el recipiente mezclado con algo de agua y alcohol, por lo que es preciso rectificarle para separar dichos cuerpos.

En esta reacción se forman otros productos secundarios, además de los que se ha dicho, debido á los cuales hay pérdida de ácido sulfúrico, por lo que es necesario renovar la mezcla, no sirviendo constantemente como se deduce de la teoría.

HIPÓTESIS PARA EXPLICAR LA ETÉRIFICACIÓN. — No siempre han explicado los químicos de la misma manera la formación del éter puesto que en un principio se creyó que era debida solamente á una deshidratación del alcohol por el ácido (Vauquelin y Fourcroy); después se atribuyó á la fuerza catalítica (Mitscherlich y Graham); luego se explicó por la formación de un ácido llamado sulfo-vínico (sulfato ácido de etilo), que se descomponía á una temperatura superior á 127°, en ácido sulfúrico, agua y éter (Liebig); por último, hoy se admite que en esta reacción hay dos fases, en la primera el ácido sulfúrico actuando sobre el alcohol forma un éter ácido (*ácido sulfovinico*) separándose agua, y en la segunda reaccionando dicho éter ácido sobre mas alcohol se forma el éter simple regenerándose el ácido sulfúrico que á su vez vuelve á obrar sobre nueva cantidad de alcohol formando el ácido sulfovinico (Williamson), como expresan las siguientes igualdades:



Estas diferentes hipótesis acerca de la preparación del éter se conocen con el nombre de *teorías de la eterificación*, cuyo objeto es explicar el hecho de que una pequeña cantidad de ácido sulfúrico puede eterificar de un modo indefinido al alcohol, lo que no sucedería si actuase solo como deshidratante.

1147. APLICACIONES.—Las tiene muy numerosas é importantes, en Química se emplea como disolvente de muchos cuerpos y sobre todo de las grasas y de algunos alcaloides; en Medicina es de un uso muy frecuente en algunas enfermedades, como antiespasmódico, como escitante difusivo y como anestésico; también se aplica en algunas artes y en la industria.

1148. Éteres haloideos.—El *cloruro de etilo* ó *éter etil-clorhídrico* (ClC_2H_5) es un líquido incoloro, de olor penetrante, su densidad 0,87, poco soluble en el agua y que hierve á $+11^\circ$. Se prepara tratando el alcohol por el ácido clorhídrico ó por una mezcla de sal común y ácido sulfúrico; no se le puede conservar si no en tubos cerrados á la lámpara.

Los éteres *bromhídrico*, *yodhídrico*, *fluorhídrico* y *cianhídrico* de este alcohol, son menos importantes.

1149. Éteres compuestos.—Con el ácido sulfúrico forma el etilo dos éteres, uno neutro y otro ácido.

El *sulfato neutro de etilo* ó *éter etil-sulfúrico* ($\text{SO}_4(\text{C}_2\text{H}_5)_2$) es un líquido incoloro, que se prepara por la acción del ácido sulfúrico sobre el óxido de etilo.

El *sulfato ácido de etilo* ó *ácido etilsulfúrico* ó *sulfovinico* ($\text{SO}_4\text{H}(\text{C}_2\text{H}_5)$) cuya existencia fué indicada ya en 1808, es un líquido de consistencia de jarabe, incoloro, de sabor muy ágrío, soluble en el agua y en el alcohol é insoluble en el éter; calentado con alcohol le eterifica (**1146**), neutraliza á las bases formando las sales llamadas *etil-sulfatos* ó *sulfovinatos* ($\text{SO}_4(\text{C}_2\text{H}_5)'M'$) solubles y cristalizables. Se le prepara actuando el ácido sulfúrico sobre el alcohol á temperatura baja, se adiciona después carbonato bórico para neutralizar el ácido sulfúrico escedente y el etilsulfúrico, produciéndose sulfato bórico insoluble y etilsulfato ó sulfovinato de bario soluble este separado; por filtración, se descompone por el ácido sulfúrico que deja el etilsulfúrico libre.

El *nitrito de etilo* ó *éter etil-nitroso* ($\text{NO}_2(\text{C}_2\text{H}_5)$), es un líquido amarillento, de olor agradable á manzanas, hierve á 16° y es muy inestable; disuelto en el alcohol constituye el cuerpo empleado en Medicina con el nombre de *espíritu de nitro dulce*. Se prepara por la acción lenta del ácido nítrico sobre el alcohol.

El *nitrato de etilo* ó *éter etil-nítrico* ($\text{NO}_3(\text{C}_2\text{H}_5)$), es un líquido etéreo, de sabor dulce, poco soluble en el agua, que hierve á 86° y arde con llama brillante. Se forma por la acción del ácido nítrico sobre el alcohol.

Se conocen otros muchos éteres de este alcohol, pero son menos importantes, algunos se mencionarán más adelante.

De los éteres del alcohol amílico, el único que debe mencionarse por la aplicación que ha recibido en Medicina, es el *nitrito de amilo* ó *éter amit-nitroso*.

1150. Éteres sulfhídricos y mercaptanes.—De la misma manera que el tipo agua dá alcoholes y éteres cuando su hidrógeno se reemplaza por una ó dos moléculas de los radicales alcohólicos, el tipo secundario ácido sulfhídrico (SH_2) dá derivados alcohó-

licos cuando su hidrógeno es sustituido, todo ó parte, por dichos radicales. Si la sustitución es total, los cuerpos resultantes reciben el nombre de *éteres sulfhídricos* $((C_nH_{2n+1})'_2S)$ y si solo se sustituye la mitad del hidrógeno resultan los *mercaptanes* $((C_nH_{2n+1})'HS)$ que son alcoholes que contienen azufre en vez de oxígeno.

Los éteres sulfhídricos descubiertos en 1831 por Döbereiner y de los que algunos se encuentran en la naturaleza, como el *sulfuro de alilo*, *éter alil-sulfhídrico* (*esencia de ajos*), son por lo general líquidos, algunos pueden afectar el estado sólido y cristalizar, su olor es fétido muy desagradable, insolubles en el agua y solubles en el alcohol y en el éter ordinarios; las demás propiedades de estos cuerpos no ofrecen gran interés y algunas son análogas á las de los mercaptanes. Se obtienen por la acción de los monosulfuros alcalinos sobre los éteres haloideos ó sobre las sales de los éteres ácidos, ó por la del pentasulfuro de fósforo sobre los éteres propiamente dichos.

Los *mercaptanes* fueron descubiertos en 1833 por Zeise y su nombre genérico es una contracción de *mercurium captans*, porque atacan al mercurio, su nombre específico es el del radical que reemplaza al hidrógeno del ácido sulfhídrico, también se llaman sulfhidratos de dichos radicales; son generalmente líquidos, de aspecto oleaginoso, algunos pueden cristalizar, insolubles en el alcohol, volátiles y muy venenosos; funcionan como ácidos débiles y dan con los metales y con las bases compuestos salinos llamados *mercaptidas*, de colores característicos é insolubles en el agua, que pueden considerarse como el resultado de la sustitución del hidrógeno típico del mercaptan por un metal, ó lo que es lo mismo, como éteres sulfhídricos en los que una molécula del radical alcohólico está reemplazada por un radical metálico; el ácido nítrico oxida á los mercaptanes transformándoles en ácidos sulfurados. Se preparan tratando los éteres sulfúricos ácidos ó los cloruros y bromuros de los radicales alcohólicos, por los sulfhidratos alcalinos, y por la acción del pentasulfuro de fósforo sobre los alcoholes.

Son cuerpos poco interesantes y se clasifican lo mismo que los alcoholes.

Alcoholes didinamos.

GLICOLES.

1151. HISTORIA. — Descubiertos por Wurtz en 1856, que los denominó *glicoles* para indicar que son cuerpos intermedios entre las glicerinas (alcoholes triatómicos) y los alcoholes monodinamos.

1152. Definición. — Se dá el nombre de *glicoles* á los cuerpos derivados de los hidrocarburos saturados en los que dos átomos de hidrógeno han sido reemplazados por dos moléculas de oxidrilo. Se refieren al tipo agua bicondensado en el que dos átomos de hidrógeno han sido sustituidos por un hidrocarburo didinamo, es decir, son los hidratos de los radicales didinamos, comparables á los hidratos de los metales diatómicos.

1153. Nomenclatura. — Se nombran con la palabra genérica *glicol* y una específica formada por el nombre del radical que origina

el glicol; otras veces con una sola palabra compuesta formada por el nombre del radical y la genérica del grupo: así se dice *glicol etilénico* ó *etil-glicol*, *glicol propílico* ó *propil-glicol*, *glicol hexílico* ó *hexyl-glicol*.

1154. Propiedades.—Son por lo general líquidos de consistencia de jarabe, volátiles y solubles en el agua; sus propiedades son las mismas que las de los alcoholes monodínamos con la sola variante de que el número de reacciones que producen por la acción de los agentes químicos es doble. Los metales alcalinos pueden sustituir á dos átomos de hidrógeno dando compuestos que sirven después para preparar ciertos derivados de los glicoles; con los ácidos producen los éteres correspondientes, con el clorhídrico y bromhídrico dan *clorhidrinas* y *bromhidrinas*, es decir, oxiclорuros ú oxibromuros de radicales hidrocarbonados y no los éteres clorhídricos y bromhídricos del glicol; estos se forman por la acción del pentacloruro ó del pentabromuro de fósforo; con los cuerpos oxidantes dan ácidos didínamos.

Los *éteres de los glicoles* se suelen nombrar de dos maneras; con un nombre genérico que es el del glicol, seguido del nombre específico del ácido que les forma (*etil-glicol*, ó simplemente *glicol*, *monoacético*, *amilglicol diacético*); otras veces el genérico le forma el específico del ácido cambiando su terminación *ico* por *ina* y el específico es el del glicol en genitivo (*mono-acetina del etil-glicol*, *diacetina del amil glicol*).

1155 Preparación.—Se preparan descomponiendo por un álcali sus éteres acéticos, obtenidos á su vez tratando los cloruros de los glicoles por el acetato argéntico ó el potásico; también se forman los glicoles, aunque en pequeña cantidad, por la acción del agua oxigenada sobre los hidrocarburos didínamos.

1156. Clasificación.—Se dividen en las mismas series que los hidrocarburos de donde se derivan.

1157. Glicol etilénico ú ordinario ó etil-glicol.— $C_2H_6O_2$.—Descubierto por Wurtz en 1856. Es líquido, algo espeso, incoloro, inodoro, de sabor azucarado, su densidad 1,125, soluble en el agua y en el alcohol y poco en el éter, hierve á 197° y destila sin alterarse, por una oxidación lenta el glicol dá dos aldehídos uno de la fórmula $C_2H_4O_2$ (*aldehído glicólico*) y otro $C_2H_2O_2$ (*glioxal*); el negro de platino le oxida rápidamente formando *ácido glicólico* ($C_2H_4O_3$) primero y después *ácido oxálico* ($C_2H_2O_4$) separándose agua; también se transforma en ácido oxálico por la acción de ciertos oxidantes, como el ácido nítrico; el gas ácido clorhídrico le transforma en agua y *glicol monoclорhidrico* ó *clorhidrina del glicol* (C_2H_5ClO), cuerpo neutro que se produce también tratando el carburo dihidrico por el ácido hipocloroso; con el ácido acético, como con todos los ácidos monobásicos, forma dos éteres que reciben el nombre de glicoles monoacético y diacético.

Se prepara tratando el bromuro ó el yoduro de etileno por el acetato de plata ó el de potasio y descomponiendo por la potasa el biacetato de etileno que resulta, para que se forme acetato potásico y el glicol:



Es un cuerpo que no ha recibido aplicaciones hasta ahora. Los demás glicoles no tienen importancia.

Alcoholes tridinamos.

1158. Glicerinas.—Estos alcoholes se derivan de los hidrocarburos saturados en los que tres átomos de hidrógeno han sido sustituidos por tres moléculas de oxhidrilo. Pueden formar tres series de éteres según que se sustituya en ellos uno, dos ó tres átomos de hidrógeno, ó una, dos ó tres moléculas de oxhidrilo, por una, dos, ó tres del radical de un ácido.

A cada alcohol monodínamo debe corresponder una glicerina, puesto que estas se diferencian de aquellos en que tienen dos átomos mas de oxígeno; sin embargo, hasta ahora las únicas que se conocen bien son las del alcohol propílico ó *propil-glicerina* ($C_3H_8O_3$) y la del amílico ó *amil-glicerina* ($C_5H_{12}O_3$); por eso no es posible dar mas generalidades de este grupo de cuerpos á los que puede aplicarse cuanto se diga de la propil-glicerina.

Se nombran anteponiendo ó posponiendo al nombre genérico *glicerina*, el del alcohol á que se refieren: por ejemplo, *propil-glicerina* ó *glicerina propilica*.

GLICERINA.— $C_3H_8O_3$.

1159. HISTORIA Y SINONIMIA.—Scheele descubrió este cuerpo en 1779 en el líquido resultante de tratar ciertas grasas por el óxido plúmbico en presencia del agua, y le llamó *principio dulce de los aceites*. En 1823 Chevreul demostró que la glicerina es un producto constante de la saponificación de las grasas. Los trabajos de diferentes químicos, pero muy particularmente los de Berthelot, demostraron que este cuerpo debe ser considerado como un alcohol triatómico.

Se le conoce además con los nombres de *hidrato de óxido de glicerilo* ó de *propil-glicerilo*, *alcohol glicérico*, *glicerina normal*, *ordinaria*, *propilica*, etc.

1160. Propiedades.—Es un líquido espeso, incoloro, inodoro, de sabor azucarado, su densidad 1,26 á $+15^\circ$, soluble en el agua y en el alcohol y casi insoluble en el éter y en el cloroformo, es un disolvente neutro de gran número de cuerpos inorgánicos y orgánicos, como el bromo, el yodo, el gas sulfhídrico, algunos óxidos metálicos, varias sales metálicas y de alcaloides, etc.; sometida á una temperatura inferior á 0° , cristaliza, se funde á 17° y hierve á 280° , pero se descompone en parte cuando se intenta destilarla, á no ser que se haga en el vacío; los productos de su descomposición por el calor son, en primer lugar, la glicerina anhidra, despues la *acroleína* ó *aldehído alílico* (C_3H_4O), cuerpo volátil, ácre y que escita el lagrimeo, y por último, una porción de compuestos pirogenados, entre los que hay gases combustibles. El hidrógeno naciente y en general los agentes reduc-

tores, dan con la glicerina vários derivados correspondientes á las séries propílica y alílica; con los cuerpos halógenos dá derivados por sustitución, por la acción de los cuerpos oxidantes podrá formar tres aldehidos á saber: $C_3H_6O_3 - C_3H_4O_3 - C_3H_2O_3$ que no han sido obtenidos aún; con el oxígeno y muchos cuerpos oxidantes dá *ácido glicérico* ($C_3H_6O_4$); los metales alcalinos actúan sobre ella sustituyendo á parte de su hidrógeno que se desprende.

Los ácidos en general forman con la glicerina los éteres correspondientes conocidos con el nombre genérico de *glicéridos*, algunos de los cuales son muy importantes.

El ácido clorhídrico dá tres éteres que son la *monoclorhidrina* ($C_3H_5O_2, ClH$) la *diclorhidrina* ($C_3H_4O, 2ClH$) y la *triclorhidrina* ($C_3H_3, 3ClH$). Con los oxácidos monobásicos dá otros tres éteres; á esta clase corresponden la *trinitina* ó *nitroglicerina* y la *mono*, *bi* y *triacetina* ó sean los tres éteres que forman con el ácido acético.

Los álcalis y otros óxidos metálicos se disuelven en la glicerina formando compuestos solubles en el agua é insolubles en el alcohol absoluto; á esto se debe indudablemente la propiedad que tiene esta sustancia, como muchos azúcares, de impedir la precipitación de ciertos óxidos metálicos por medio de la potasa, cuando á sus sales se las añade glicerina.

1161. Preparación.—Se prepara saponificando las grasas por el óxido de plomo y separando el jabón de plomo, queda en las aguas madres la glicerina; se tratan estas por gas sulfhídrico para separar el óxido de plomo que haya disuelto, se filtra y el líquido se concentra hasta consistencia de jarabe. Puede formarse por procedimientos sintéticos.

1162. APLICACIONES.—Se emplea en los laboratorios como disolvente; es muy usado en Medicina; se usa para enmascarar el sabor de ciertos vinos alterados, para impedir la desecación de las arcillas empleadas para moldear algunos objetos etc.

NITROGLICERINA.—El ácido nítrico diluido oxida á la glicerina transformándola en ácido glicérico, pero cuando se le hace actuar muy concentrado, como sucede vertiéndola poco á poco sobre una mezcla enfriada de dicho ácido y del sulfúrico y añadiendo despues agua, se precipita la *trinitroglicerina* ($C_3H_5(NO_2)_3O_3$) ó sea el *trinitrato de glicerilo* ($C_3H_5(NO_3)_3$) descubierto por Sobrero en 1847; es un cuerpo oleaginoso, amarillento, de sabor azucarado, insoluble en el agua, volátil, produciendo su vapor cuando se le respira un dolor violento de cabeza, porque es muy venenoso; por el calor, por los choques y á veces

sin causa apreciable, detona violentamente, por lo que es un cuerpo muy peligroso de manejar; por su gran poder explosivo se la emplea para trabajar las minas y para otros usos, mezclada con un cuerpo inerte, cuya mezcla recibe el nombre de *dinamita* (1).

No están conformes los químicos acerca de la constitución de la nitroglicerina, pues mientras unos la consideran como un derivado nitrado de la glicerina, otros creen que es un éter nítrico de este alcohol, por lo cual la denominan *trinitrina*, fundándose en razones muy atendibles.

La Medicina homeopática emplea la nitroglicerina con el nombre de *glonoina*.

Éteres de la glicerina.

(Gliceridos.)

1163. HISTORIA.—Chevreul (1823) como consecuencia del estudio de la saponificación, comparó las sustancias neutras que constituyen las grasas con los éteres compuestos, puesto que así como estos tratados por un álcali producen una sal del ácido que forma el éter y se regenera el alcohol, de la misma manera cuando se tratan aquellas por los álcalis, es decir, cuando se *saponifican*, se forma una sal alcalina del ácido de la grasa (*jabón*) y se separa glicerina. Las ideas de Chevreul fueron confirmadas por otros químicos y sobre todo por los trabajos de Berthelot que ha conseguido formar por síntesis muchos éteres de la glicerina y entre ellos los que constituyen las grasas naturales.

1164. Constitución y divisiones.—La glicerina, como alcohol tridinámico que es, contiene tres moléculas de oxhidrilo cuyo hidrógeno puede ser reemplazado por los radicales de los ácidos para formar los *éteres* correspondientes; de estos serán neutros los que resulten de la sustitución de todo el hidrógeno de los tres oxhidrilos. Si el ácido que se hace reaccionar sobre la glicerina es un hidrácido, resultarán los éteres haloideos, si es un oxácido, los éteres anfideos ó anfígenos, de los que algunos de ellos pueden ser ácidos, y si son dos ó tres ácidos diferentes, los éteres mixtos.

Son muy numerosos los éteres glicéricos que se conocen y muchos mas los que se conciben teóricamente; algunos son de grande interés porque su mezcla constituye las *grasas naturales*.

1165. Nomenclatura.—Los éteres glicéricos se llaman *glice-*

(1) La dinamita fué inventada en 1867 por el ingeniero sueco Nobel, y está constituida generalmente por tres partes de nitroglicerina y una parte de ciertas sustancias inertes, como la llamada tierra de infusorios, ladrillo pulverizado etc.; su transporte no es muy peligroso; lo que ofrece mas peligro es la fabricación de la nitroglicerina.

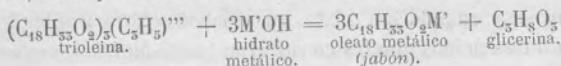
ridos. Su nombre particular se forma con el del ácido que entra á constituirles dándole la terminación *ina*, así se dice: *clorhidrina*, *nitrina*, *estearina*, *oleina*, etc. Cuando se quiere expresar el número de moléculas de ácido que intervienen en su formación, se antepone á dichos nombres las particulas *mono*, *bi* ó *di* y *tri* (*monoclorhidrina*, *diacetina*, *triestearina*) y cuando son mixtos su nombre se forma uniendo el de los dos ó tres ácidos que les constituyen (*aceto-butirina*, *aceto-valero-palmitina*). Los éteres ácidos se nombran con una palabra compuesta del nombre específico del ácido y del de la glicerina, cambiando la terminación *ina* por *ico* (*ácido sulfoglicérico*, *ácido fosfoglicérico*).

1166. Estado en la naturaleza.—Algunos de ellos son abundantes en la naturaleza, como la *triestearina*, la *trimargarina*, la *trioleina*, la *tributirina*, la *focecina*, etc., que generalmente se denominan solamente *estearina*, *margarina*, *oleina*, etc. Se les encuentra en el reino vegetal, principalmente en las semillas, algunas en el pericarpio del fruto y otras, aunque raras, en la raíz (la *triacetina* existe en el aceite extraído del *evonymus europæus*); en el reino animal las grasas están contenidas en las areolas del tejido adiposo.

1167. Propiedades.—Los éteres glicéricos se presentan generalmente en el estado líquido ó en el sólido, los formados por ácidos volátiles son por regla general líquidos, incoloros ó blancos, inodoros cuando están puros, algunos, como la *tributirina* ó *butirina* natural, tienen olores especiales, son insípidos la mayor parte, aunque les hay que tienen un sabor más ó menos amargo y picante, unos son más densos y otros menos que el agua, muy pocos se disuelven en esta, siendo más solubles en el alcohol y sobre todo en el éter, algunos se volatilizan sin descomponerse á la presión ordinaria (*clorhidrina*, *trinitrina* ó *nitroglicerina*, *diacetina*), otros no lo hacen sinó en el vacío barométrico (*oleina*, *estearina*), la mayor parte se descomponen por la acción del calor á unos 300°, dando diversos productos pirogenados, entre los que se hallan algunos ácidos grasos volátiles y la *acroleina*. De las propiedades químicas de estos cuerpos la que más interés ofrece es la transformación que experimentan por la acción de ciertos agentes hidratantes, desdoblándose en un ácido y en glicerina; este desdoblamiento recibe el nombre de *saponificación*.

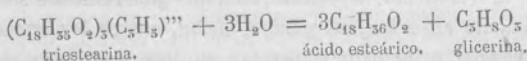
1168. Saponificación.—Los agentes que la producen son los álcalis y ciertos óxidos metálicos, los carbonatos alcalinos, el vapor de agua, los ácidos enérgicos, el jugo pancreático, algunos fermen-

tos, etc. En la que se verifica por los álcalis libres ó sus carbonatos y por los óxidos metálicos en presencia del agua, que es la saponificación propiamente dicha, se forma una sal del ácido que contiene el éter, que cuando es graso recibe aquella el nombre de *jabón*, y además glicerina, en cuya reacción se fijan los elementos del agua:



generalizando se dá también el nombre de saponificación á la acción que ejercen los hidratos metálicos sobre todos los éteres.

Cuando los cuerpos grasos se someten á la acción del vapor acuoso á temperaturas elevadas, que pueden llegar á 300°, se desdoblán igualmente en ácido graso y glicerina, fijando tres moléculas de agua:



El ácido sulfúrico y algunos otros ácidos enérgicos pueden también saponificar á los éteres de la glicerina produciendo en último término su desdoblamiento en ácido y glicerina; esta saponificación ha recibido el nombre de *sulfúrica*.

La pancreatina del jugo pancreático saponifica completamente las grasas en poco tiempo; este hecho tiene importancia en la Fisiología.

Bajo la influencia de ciertos fermentos y de la humedad atmosférica se verifica también la descomposición lenta de los éteres glicéricos, pero la acción continúa y se oxidan no solo los ácidos grasos, sobre todo el oléico, sinó también la misma glicerina, hecho que explica lo que se llama *enranciamiento* de las grasas.

1169. Preparación.—Los gliceridos que se hallan contenidos en las grasas naturales se separan unos de otros recurriendo á su diferente solubilidad en ciertos disolventes, como el alcohol, el éter, etc., ó utilizando sus diversos puntos de fusión; esta separación es difícil conseguir que sea completa.

Berthelot ha conseguido preparar sintéticamente no solo los que se encuentran en las grasas naturales, sinó otros muchos, para lo cual ha hecho actuar directamente los ácidos sobre la glicerina en vasijas cerradas y á una temperatura más ó menos elevada; según las cantidades que de unos y otros actúen, así se obtienen las diversas clases de éteres.

1170. APLICACIONES.—Los éteres glicéricos de ácidos inorgánicos no

han recibido hasta ahora muchas aplicaciones, hecha excepción de la *trinitrina* (*nitroglicerina*); son más usados los de ácidos orgánicos, sobre todo sus mezclas ó sean las grasas.

Estudio particular de algunos glicéridos.

1171. Estearina (*triestearina*).— $(C_{18}H_{35}O_2)_3C_3H_5$.—Existe en un gran número de grasas tanto vegetales como animales y sobre todo en el sebo de carnero. Se presenta en escamas blancas nacaradas, sin olor ni sabor cuando está pura, frágil, soluble en el alcohol absoluto hirviendo, insoluble en el que contiene agua, soluble también en el éter hirviendo; de estas disoluciones se precipita por enfriamiento; se funde á unos $64^{\circ},2$ (la obtenida artificialmente por Berthelot no se funde hasta 71°) y cuando se solidifica tiene el aspecto de la cera blanca; los álcalis la desdoblan en ácido esteárico y glicerina. Se extrae del sebo de carnero por medio de los disolventes, pero nunca se consigue tenerla completamente pura; también se ha preparado por síntesis para lo cual se calienta á 200° en un tubo cerrado, durante 36 horas, partes iguales de ácido esteárico y de glicerina, se forma la *monoestearina* que calentada á su vez durante 3 horas á 270° en un tubo cerrado, con 20 veces su peso de ácido esteárico, se transforma en *triestearina*.

1172. Oleina (*trioleina*, *elaina*).— $(C_{18}H_{33}O_2)_3C_3H_5$.—Constituye la mayor parte de los aceites no secantes y se encuentra además en todas las grasas animales. Es líquida, trasparente, de aspecto oleaginoso, amarillenta, inodora é insípida, menos densa que el agua, insoluble en esta y poco soluble en el alcohol; por la acción del calor se descompone dando, entre otros productos, ácido sebáico y *acroleina*; se oxida lentamente en contacto del aire, enranciándose; los oxidantes energéticos, como el ácido nítrico, la transforman en varios ácidos; el peróxido de nitrógeno ó el nitrato mercurioso la convierten en *elai-dina*, cuerpo sólido fusible á 32° isómero de la oleina (Boudet). Se extrae del aceite común sometiéndole primero á descensos de temperatura para separar las grasas sólidas que contiene y tratando el residuo por el alcohol; se la ha obtenido también por síntesis.

1173. Margarina ó palmitina.— $(C_{16}H_{31}O_2)_3C_3H_5$.—La margarina y la palmitina fueron consideradas como dos sustancias diversas hasta que los trabajos de Heintz demostraron que la llamada margarina no era más que una mezcla de estearina y de palmitina.

Existe en el aceite de palma, en la cera del Japón y mezclada con la estearina y la oleina en la mayor parte de las grasas naturales. Es sólida, cristaliza en cristales pequeños poco solubles en el alcohol, más solubles en el éter, se funde á 61° y presenta el fenómeno de la sobrefusión no solidificándose hasta los 45° . Se puede extraer del aceite común sometiéndole á la congelación, esprimiéndole después, tratando el residuo por alcohol hirviendo y la parte insoluble en él por éter para cristalizarla varias veces; se extrae también del aceite de palma sometiéndole á una fuerte presión.

1174. Lecitinas.—Son éteres de la glicerina constituidos por los ácidos esteárico, margárico ú oléico y el ácido orthofosfórico. El formado

por el ácido esteárico, *éter diesteárico-fosfórico* $C_5H_2(C_{18}H_{36}O_2)_2PhO_4H_3$ funciona como un ácido bibásico y se combina con la *neurina* ($C_8H_{15}O_3N$) base orgánica, separándose una molécula de agua, para formán la *lecitina*.

LECITINA.— $C_{44}H_{90}O_9NPh$.—Indicada su existencia en el cerebro por Vauquelín; se encuentra además en los nervios, en la bilis en los glóbulos de la sangre, en la yema del huevo, en las carpas, etc.

Se presenta en una masa cética que se hincha en el agua sin disolverse en ella, soluble en el alcohol y en el éter, es muy alterable y lo mismo sus combinaciones, su clorhidrato disuelto en alcohol y hervido con agua de barita, dá palmitato ú oleato báricos, la sal de bario del ácido *fosfoglicérico* ($C_5H_9O_6Ph$) y queda en disolución *neurina*.

Se prepara tratando la yema del huevo por una mezcla de alcohol y de éter hasta que no disuelva nada, se filtra y evapora el líquido para desalojar todo el éter, se le adiciona alcohol hasta que no produzca más precipitado y el líquido amarillo trasparente que resulta se trata por cloruro platinico formándose un precipitado de cloruro doble de platino y de lecitina, que se ataca por el hidrógeno sulfurado, quedando libre el clorhidrato de lecitina, que se descompone por el óxido argéntico.

Los demás glicéridos que se encuentran en las grasas naturales son menos importantes.

Sustancias grasas naturales.

1175. Su división, propiedades generales y extracción.—Ya se ha dicho que están constituidas por mezclas en cantidades variables de ciertos glicéridos y muy particularmente por los que se acaban de exponer. También se ha dicho cómo se hallan en la naturaleza (**1166**).

Se han dividido en varias clases; se llaman *aceites* cuando predomina en ellas la oleína y reciben el nombre de *grasas*, *sebos* y *manteacas* cuando están constituidas más principalmente por la estearina y la margarina ó cuando contienen algún glicérido especial y también según su mayor ó menor consistencia.

Los aceites se dividen en *secantes* y *no secantes*; los primeros reciben este nombre porque por la acción del oxígeno del aire se van espesando poco á poco, terminando por convertirse en masas amarillentas, transparentes, algo elásticas, parecidas á barnices blandos, por cuya cualidad se las utiliza en la pintura al óleo; entre estos pueden citarse el aceite de lino ó de linaza, el de nueces, el de ricino, etc. Los grasos ó no secantes adquieren por la acción del oxígeno del aire color más claro, olor desagradable, sabor ácre y no se solidifican (*enranciamiento*); el tipo de estos aceites es el de olivas ó aceite común, á cuyo lado figuran el de almendras dulces, el de cacahuets, el de colza, etc.

Sus propiedades son las que se han consignado al estudiar los éteres glicéricos en general y algunos de ellos en particular, debiéndose tener presente que algunas, como el punto de fusión y la acción de los disolventes, dependen de las proporciones relativas en que se hallan los principios grasos que las forman.

Su extracción se verifica sometiendo á presiones más ó menos fuer-

tes los materiales que las contienen, unas veces á la temperatura ordinaria y otras á temperaturas superiores á esta; también se extraen por la acción de ciertos disolventes y por fusión. Rara vez resultan puras las grasas extraídas como se ha dicho, siendo necesario para muchos usos someterlas á una purificación más ó menos completa, ya por filtración, ya por los disolventes, ya por ciertos agentes químicos.

1176. Aplicaciones.—Las aplicaciones de las grasas naturales son muy numerosas tanto en la economía doméstica, como en las artes y en la industria; en esta se emplean para la fabricación de las bujías esteáricas y de los jabones.

Las *bujías esteáricas* están constituidas por ácido esteárico con algo de ácido margárico ó palmítico, obtenidos por la saponificación de la estearina y margarina contenidas en los sebos ó en el aceite de palma. Esta saponificación puede efectuarse por la cal ó por el ácido sulfúrico concentrado; hoy el procedimiento más seguido consiste en combinar la saponificación sulfúrica con la destilación de los ácidos grasos por el vapor de agua calentado á 350°. Se hace la separación del ácido oléico por presión, quedando los ácidos sólidos que purificados se les funde y vierte en moldes en cuyo eje está colocada la mecha de algodón que se ha humedecido previamente en una disolución poco concentrada de ácido bórico.

Los *jabones* son las sales de los ácidos grasos que resultan cuando se saponifican por ciertas bases los éteres glicéricos formados por dichos ácidos (**1168**) las bases que se emplean para fabricarles son, la sosa, si se quiere obtener *jabones duros*, ó la potasa si se quiere tener *jabones blandos*; las grasas que se emplean en su fabricación son los aceites de olivas, de cacahuetes, de cañamones, etc. y á veces el sebo y otras. La saponificación se efectúa generalmente á temperatura elevada y con lejías alcalinas de diversas concentraciones. Los detalles de la fabricación de bujías y de jabones pueden verse en las obras de Química aplicada.

Los *emplastos* son jabones de base de plomo; el llamado emplasto simple se prepara calentando una mezcla de partes iguales de aceite de olivas, agua y litargirio.

Alcoholes tetradinamos y pentadinamos.

1177. Alcoholes tetradinamos.—Reciben el nombre genérico de *eritritas* porque el tipo de ellos es la *eritrita* ($C_4H_{10}O_4$); contienen un átomo más de oxígeno que las glicerinas y forman éteres, que por analogía con los *glicéridos* ó éteres de la glicerina, se ha propuesto denominarlos *eritridos*.

Es tan pequeño el número de cuerpos comprendidos en este grupo y estos tan poco importantes, que no es posible detenerse á exponerlos en una obra elemental.

1178. Alcoholes pentadinamos.—Se han considerado como tales dos principios azucarados, la *pinita* y la *quercita*, cuya fórmula es $C_6H_{12}O_5$ que dan derivados análogos á los de la glicerina. Son muy poco importantes.

Alcoholes hexadinamos.

1179. Cuerpos incluidos en este grupo.—Se incluyen en este grupo aquellas sustancias que tienen la propiedad de poder formar seis éteres con cada ácido monobásico; estos derivados rege-

neran los cuerpos que les formaron cuando se les somete á la acción de ciertos agentes hidratantes; contienen seis átomos de oxígeno.

Se conocen dos la *manita* y la *dulcita*.

1180 Manita.— $C_6H_{14}O_6$.—Fué descubierta en 1806 por Prout; existe en el maná, sustancia segregada por el *fraxinus ornus* y el *rotundifolia*. Cristaliza en prismas romboidales de aspecto sedoso, incolora, inodora, sabor ligeramente dulce, se disuelve en 6,5 veces su peso de agua á $+18^\circ$, soluble en el alcohol hirviendo é insoluble en el éter; el calor la descompone, perdiendo á 200° una molécula de agua y transformándose en *manitana* ($C_6H_{12}O_5$); oxidándose bajo la influencia del negro de platino se transforma primero en *aldehído manítico* (*manitosa*) isómero de la glucosa y despues en *ácido manítico* ($C_6H_{12}O_7$); con el ácido nítrico dá *ácido sacárico* ($C_6H_{10}O_8$). Se prepara disolviendo el maná en agua, clarificando la disolución con la clara de huevo dejando enfriar el líquido después de colado por un paño de lana, para que cristalice la manita, cuyos cristales se descoloran con carbón de huesos. Puede obtenerse artificialmente hidrogenando la glucosa por medio de la amalgama de sodio en presencia del agua.

1181. Dulcita.— $C_6H_{14}O_6$.—Existe en el *melampyrum nemorosum*. Cristaliza en prismas romboidales oblicuos, su sabor es ligeramente dulce, muy soluble en el agua é insoluble en el alcohol absoluto y en el éter, su densidad es 1,47, se funde á 182° y á 200° pierde una molécula de agua y se transforma en *dulcitana*; el ácido nítrico la transforma en ácido *múxico* ($C_6H_{10}O_8$). Se prepara tratando por agua hirviendo un maná procedente de Madagascar; cristaliza por enfriamiento.

1182. Derivados de los alcoholes hexadínamos.—Estos alcoholes perdiendo dos átomos de hidrógeno se transforman en glucosas, grupo de cuerpos que pueden ser por lo tanto considerados como los primeros aldehídos de dichos alcoholes; las glucosas y otros cuerpos congeneres á ellas constituyen el grupo de sustancias conocidas con el nombre de *azúcares*.

AZÚCARES.

1183. Caracteres generales y división.—Son sustancias neutras, de sabor dulce, cuya propiedad más característica es la de experimentar directa ó indirectamente la fermentación alcohólica, en contacto de la levadura de cerveza. Están compuestas de carbono (6 átomos ó un múltiplo de 6) hidrógeno y oxígeno en la proporción necesaria para formar agua; por eso antes se les incluía en el grupo de cuerpos llamados *hidratos de carbono*.

El primer cuerpo que se conoció de este grupo fué el azúcar ordinario, cuyo nombre ha pasado á ser genérico y se aplica á todas aquellas sustancias que tienen con él analogías. En efecto, sometidos á la acción de los oxidantes obran como reductores enérgicos; las transformaciones que experimentan en contacto de los ácidos concentrados

y de los álcalis son análogas y todos fermentan con más ó menos facilidad.

Teniendo en cuenta las analogías y las diferencias que se observan entre los cuerpos incluidos en este grupo, se han dividido en tres géneros de los que son los tipos, el azúcar de uva ó *glucosa*, el de caña ó *sacarosa* y el de leche ó *lactosa*, por lo que generalizando, reciben dichos tres géneros los nombres de *glucosas*, *sacarosas* y *lactosas*.

1184. Glucosas.— $C_6H_{12}O_6$.—Reciben este nombre (derivado del griego y que significa *dulce*) aquellos azúcares caracterizados entre otras propiedades, por descomponerse en contacto de los álcalis á la temperatura ordinaria ó á la de 100° , por reducir las sales cúpricas de ácido orgánico y sobre todo el tartrato cúprico-potásico, y principalmente por fermentar *directamente* en contacto de la levadura de cerveza. Las glucosas pueden ser consideradas como alcoholes hexadínamos y algunos de sus caractéres han servido de fundamento á esta opinión.

Los azúcares comprendidos en el género glucosa son: la *glucosa* ó azúcar de uva, la *levulosa* ó azúcar incristalizable, la *manitosa*, procedente de la oxidación de la manita, la *galactosa*, que resulta de la acción de los ácidos diluidos sobre la lactosa, la *inosita* ó azúcar de la carne muscular, la *sorbina* ó azúcar de las bayas del serbal, la *eucalina*, procedente de la fermentación de la melitosa, la *arabinosa*, resultado del desdoblamiento de la goma arábiga, y algún otro.

Debe tenerse presente que algunas de estas glucosas son tan análogas que más bién que cuerpos diferentes parecen estados alotrópicos de un mismo cuerpo, como sucede con la glucosa, la levulosa y la manitosa; en cambio hay otras que difieren tanto de las demás, que hasta las faltan algunos de los caractéres del grupo, como es el de no fermentar ni directa ni indirectamente, y la inosita no reduce al tartrato cúprico-potásico.

La más importante de todas es el azúcar de uva ó glucosa ordinaria.

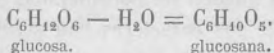
GLUCOSA — $C_6H_{12}O_6$.

1185. HISTORIA Y SINONIMIA.—Lowitz fué el primero que en 1792 demostró que el principio dulce de la miel es diferente del azúcar de caña: doce años después Proust estableció la diferencia entre esta y el azúcar de las uvas y de otros frutos, como los higos, las ciruelas, etc. A Kirchhoff y Braconot se debe la obtención de la glucosa artificialmente tratando el almidón y la celulosa

por los ácidos diluidos. Se la conoce además con los nombres de *azúcar cristallizable de la miel* y de *los frutos*, *azúcar de diabéticos*, de *fécula*, etc.

1186. Estado en la naturaleza.—Existe en el reino orgánico, algunas veces muy pura, en las pasas y en todos los frutos maduros (1), en la miel de las abejas, en la orina de los diabéticos, etc.

1187. Propiedades.—Sepresenta en pequeñas masas marmelonadas, como las coliflores, que contienen una molécula de agua ($C_6H_{12}O_6 + H_2O$), opacas, blancas, inodoras y de sabor tres veces menos dulce que el azúcar de caña, su densidad 1,55, soluble en el agua pero menos que la sacarosa, en cambio es más soluble que esta en el alcohol; á la temperatura de 100° pierde la molécula de agua, á 144° se funde y á unos 170° se separa de ella otra molécula, transformándose en *glucosana*, que es una masa amorfa, incolora y que apenas tiene sabor dulce:



A mayor temperatura se descompone más completamente dando productos muy diversos entre los que se hallan los llamados compuestos caramélicos de este azúcar. La disolución de glucosa desvía á la derecha (*dextrogiro*) el plano de polarización de la luz, hecho que se utiliza para la determinación de este cuerpo por medio de los sacarímetros ópticos.

El *hidrógeno* naciente la transforma en manita y además en los alcoholes ordinario é isopropílico y en un ácido hexílico; en contacto del oxígeno del aire no se altera, á no ser que se haya adicionado algún álcali ó tierra alcalina, en cuyo caso su disolución absorbe el oxígeno tomando color pardo negruzco porque se transforma en los *ácidos glúxico* ($C_6H_8O_4$) y *melásico* ($C_{12}H_{12}O_3$); esta reacción es interesante porque sirve para caracterizar á la glucosa, diferenciándola de otros azúcares.

Con los *cuerpos oxidantes*, como el ácido nítrico, se convierte primero en ácido *sacárico* ($C_6H_{10}O_8$) y después en ácido oxálico ($C_2H_2O_4$); otros, como la mezcla de manganesa y ácido sulfúrico, la transforman en ácido fórmico y anhídrido carbónico.

Los *ácidos* calentados con la glucosa dan productos análogos á los

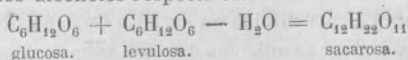
(1) Según Dehérain la glucosa se produce en las hojas de los vegetales después de formarse la materia colorante verde (clorofila); á espensas de la glucosa se forma el azúcar ordinario que en unión de aquella forma las féculas y la celulosa que se acumulan en los diversos órganos de los vegetales (Gerhardt y Berthelot).

que en iguales circunstancias producen la glicerina y la manita; los cuerpos neutros resultantes son verdaderos éteres de la glucosa y han recibido el nombre de *glucósidos*, por analogía con los glicéridos, y como estos, pueden saponificarse; de ellos se dará una idea general como apéndice al estudio de los azúcares. En estos hechos se fundó Berthelot para considerar á la glucosa como un alcohol.

Con las *bases* forma compuestos parecidos á los etilatos, muy alterables por la gran tendencia que tienen á oxidarse. Con la cal dá *ácido glúxico* y *sacarina*, sustancia isómera del azúcar de caña. (Peligot).

Se combina directamente con algunas *sales*, como el cloruro sódico con el que forma un compuesto que cristaliza en prismas exagonales; otras sales se reducen con gran facilidad cuando se las calienta con glucosa; tal sucede con las de bismuto, las de oro, las argénticas, las mercúricas, las cúpricas, etc.; algunas de estas reducciones sirven para caracterizar á la glucosa porque son muy sensibles; de ellas la mas importante es la de las sales cúpricas, en presencia de los álcalis, hecho descubierto por Trommer, que se utiliza para determinar cualitativa y cuantitativamente este azúcar aunque se halle en cantidades muy pequeñas.

Las glucosas pueden unirse unas con otras y formar compuestos mixtos que son principios azucarados que se diferencian de la glucosa en media molécula de agua, lo mismo que ciertos éteres se diferencian de los alcoholes respectivos:



Los *fermentos* hacen experimentar á la glucosa varias fermentaciones, como la *alcohólica*, la *láctica*, la *butírica* y la *viscosa*.

La *alcohólica* la experimenta por la acción de la levadura de cerveza, que la transforma en alcohol etílico y anhídrido carbónico (1102) Se producen además, segun lo ha demostrado Pasteur, algo de ácido succínico y de glicerina.

La *láctica* por la acción de una mezcla de caseina y de carbonato cálcico, produciéndose *ácido láctico* ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$) que queda unido con la cal, y cuya fórmula es la mitad de la de aquella; es decir, que en esta fermentación se verifica un cambio isomérico.

La *butírica* se verifica cuando se prolonga la anterior, transformándose el lactato de cal que se forma primero, en butirato, desprendiéndose hidrógeno y anhídrido carbónico.

La *viscosa* es producida por la levadura hervida previamente ó por la albúmina del huevo; en esta fermentación se forma manita y una sustancia mucilagínosa de composición igual á la de las gomas y que dá viscosidad al líquido.

1188. Preparación.—Se la puede extraer de los frutos ácidos, de la miel y de la orina de los diabéticos, ó bien prepararla por la acción de los ácidos diluidos sobre las féculas y otras sustancias.

De los frutos se extrae tratando el zumo de estos por creta para neutralizar los ácidos que contienen, decantando el líquido y concentrándole hasta 20° B^e. para que cristalicen las sales de calcio; separadas estas, se concentran las aguas madres hasta 45° y se deja cristalizar. Se la purifica disolviéndola en agua, filtrando por carbón animal y cristalizándola nuevamente.

De la miel, tratándola por alcohol frio para disolver la levulosa y purificando el residuo constituido por glucosa, por repetidas cristalizaciones en agua ó en alcohol caliente.

De la orina de los diabéticos, concentrándola en baño de maria hasta consistencia de jarabe y adicionando alcohol para que cristalice mejor.

La industria prepara grandes cantidades de glucosa sacarificando las féculas por los ácidos sulfúrico y clorhídrico diluidos, para lo cual se calientan de 30 á 40 minutos, por medio del vapor acuoso recalentado, 1000 partes de agua que contengan 7 de ácido sulfúrico de 66°, con 330 partes de fécula diluida en su peso de agua tibia, que se van agregando poco á poco; se adiciona despues creta para saturar el ácido sulfúrico, se decanta para separar el sulfato cálcico insoluble, se concentra el líquido hasta que marque 41° B^e. y se deja que cristalice la glucosa. Con el ácido clorhídrico los líquidos toman menos color.

1189. Reconocimiento y determinación de la glucosa por los líquidos cupro-alcalinós.—Los que se emplean con este objeto son varios, pero el mas usado de todos es el de *Fehling*, que se prepara disolviendo 40 gramos de sulfato cúprico cristalizado y puro, en 160 gramos de agua: por otra parte se disuelven 160 gramos de tartrato neutro de potasio ó de tartrato potásico-sódico (sal de Seignete) en la menor cantidad posible de agua; se mezclan las dos disoluciones, se agregan de 600 á 700 gramos de lejía de sosa de 1,12 densidad y por último el agua necesaria hasta completar 1154,4 c. c. á 15° de temperatura; cada 10 c. c. de este líquido representan 5 centigramos de glucosa seca. Calentando un líquido que se sospecha contiene glucosa (zumo de

uvas ó de otros frutos, orina de diabéticos, etc.) con un poco del reactivo anterior, el color azul de este desaparece y se forma un precipitado amarillo rojizo de óxido cuproso hidratado (842) tanto mas abundante cuanto mayor sea la cantidad de glucosa: si se opera con cantidades conocidas del líquido y del reactivo Fehling, se podrá averiguar la cantidad de glucosa que hay en un volumen conocido de aquel.

También pueden demostrarse pequeñas cantidades de este azúcar por medio del nitrato de bismuto; calentando el líquido sospechoso, adicionado de potasa, con la disolución de aquella sal, se produce un precipitado negro de bismuto reducido.

1190. APLICACIONES.—En los laboratorios se emplea como agente reductor; en la fabricación de líquidos alcohólicos, como la cerveza [y] otros; para mejorar los vinos fabricados con uvas poco maduras; algunas veces la utilizan los confiteros para preparar ciertos productos.

1191. Levulosa. (*azúcar de frutos*) $C_6H_{12}O_6$.—Existe en la miel, en los frutos ácidos y en el azúcar de caña invertido, mezclada con la glucosa. Se presenta en forma de un jarabe espeso incristalizable, por lo que se la da el nombre de *azúcar de frutos incristalizable*, incoloro, de sabor mas dulce que la glucosa, muy soluble en el agua y delicuescente, soluble en el alcohol vínico, desvia á la izquierda el plano de polarización de la luz, de donde la viene su nombre; por la acción del calor pierde agua y se transforma en *levulosana*. Sus propiedades químicas son análogas á las de la glucosa, con la sola diferencia de alterarse mas fácilmente por la acción de los ácidos y con mas dificultad por la de los álcalis y de los fermentos.

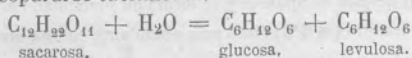
Se la extrae del azúcar invertido, tratando 10 gramos de este por 100 de agua y 6 de cal apagada, se agita la mezcla para que se forme glucosato de cal, líquido, y levulosato, sólido; se separan por filtración y se descompone este por el ácido oxálico; se forma oxalato cálcico insoluble y la levulosa queda en el líquido, que se concentra. También puede prepararse sacarificando por los ácidos diluidos la inulina (fécula de las raíces de inula, de dalia, etc.).

Las demás glucosas son menos importantes.

1192. Sacarosas.— $C_{12}H_{22}O_{11}$.—Se da este nombre á los azúcares cuyo tipo es el extraído de la caña de azúcar (*saccharum officinale*) y están caracterizados por no alterarse en contacto de los álcalis á la temperatura de 100° , no reducen las sales cúpricas y fermentan indirectamente en contacto de la levadura de cerveza.

Se considera á estos cuerpos como la reunión de dos glucosas con separación de agua, hecho que se demuestra por la especie de saponificación que experimentan cuando se hace actuar sobre ellos los ácidos diluidos ó los fermentos, como sucede, por ejemplo, con el azúcar de caña que se desdobra en glucosa y levulosa, y con la melitosa que

se transforma en glucosa y eucalina, fijando agua, cuerpos que despues pueden separarse fácilmente;



Los principales azúcares comprendidos en este grupo, son; la *sacarosa* ó azúcar de caña, la *trehalosa* que existe en el cornezuelo de centeno y en el maná llamado trehala, la *melitosa* ó azúcar del maná del *Eucalyptus* y la *melecitosa*, procedente del maná del *Larix europea*.

El mas importante de todos es el azúcar de caña ó *sacarosa ordinaria*.

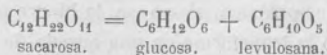
SACAROSA.— $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

1193. HISTORIA Y SINONIMIA.—Conocida desde muy antiguo que se la empleó como medicamento; se la supone originaria de las Indias orientales, de donde se importó á Europa el cultivo de la caña que la produce y los españoles le introdujeron en América. A mediados del siglo pasado demostró Marggraf que existía la sacarosa en las remolachas y en 1796 Achard hizo en Silesia los primeros ensayos para extraerla, habiendo progresado tanto esta industria que la de algunos países compite con la de la caña; después se la ha hallado en otros productos vegetales de donde se la extrae también. Se conoce este azúcar además con los nombres de *azúcar de caña*, *de remolacha*, *de arce*, *de sorgho*, etc.

1194. Estado en la naturaleza.—Es muy abundante en el reino vegetal; se halla en la caña de azúcar y en los tallos de otras gramíneas, en las remolachas, en el arce sacarino, en las palmeras, en el abedul y en otra porción de vegetales.

1195. Propiedades.—Cristaliza en prismas oblicuos romboidales con facetas hemiédricas, incoloros, inodoros, de sabor dulce característico, su densidad 1,606, muy duros (*azúcar piedra ó cande*), fosforescentes cuando se rompen en la oscuridad, se disuelve en la tercera parte de su peso de agua fria formando un líquido espeso (*jarabe simple*) y su solubilidad es mayor en el agua caliente, es insoluble en frio en el alcohol absoluto, pero 100 partes de este líquido hirviendo disuelven 1,25 de sacarosa; el alcohol hidratado la disuelve en mayor cantidad; es insoluble en el éter. A 160° se funde en un líquido viscoso y trasparente que por enfriamiento se transforma en una masa sólida, amorfa y vítrea, conocida vulgarmente con el nombre de *caramelo* y que ha recibido tambien el de *azúcar de manzana* ó *de cebada*, porque se solia añadir un poco de zumo de manzana ó de cocimiento de cebada para que conservase la transparencia. Some-

tida la sacarosa durante algun tiempo á una temperatura de 160° á 161° se desdobla en glucosa y levulosana:



Entre 190° y 220° pierde agua y se transforma en una masa amorfa, parduzca, amarga, soluble en el agua, llamada *caramelo* por los químicos, y que contiene los principios denominados caramelana, caramelena y caramelina; á mayor temperatura se quema completamente, dá humos de olor característico y deja un carbon esponjoso y brillante (531). Es *dextrogiro*, es decir, desvia á la derecha el plano de polarización de la luz.

Los ácidos enérgicos diluidos la convierten, lentamente en frio y rápidamente por la ebullición, en una mezcla de cantidades iguales de glucosa y levulosa, que constituye lo que se llama *azúcar invertido*, porque se hace levogira, es decir, se invierte su poder rotatorio; el ácido nítrico la transforma primero en ácido sacárico y despues en oxálico; hirviendo por bastante tiempo este azúcar con los ácidos sulfúrico ó clorhídrico diluidos en agua toma color oscuro transformándose en ácido glúxico, despues en ácido apoglúxico ($\text{C}_{24}\text{H}_{26}\text{O}_{15}$) y por último, en compuestos análogos al ácido úlmico ($\text{C}_{18}\text{H}_{34}\text{O}_{17}$) y á la ulmina ($\text{C}_{48}\text{H}_{28}\text{O}_{14}$); el sulfúrico concentrado la carboniza; una mezcla de los ácidos sulfúrico y nítrico la transforman en sacarosa tetranitrada. Los ácidos orgánicos forman con ella compuestos análogos á los glicéridos, á los que Berthelot denomina *sacáridos*.

Con algunas bases forma el azúcar compuestos llamados impropiamente *sacaratos*, que resisten la temperatura de 100°; de estos los mas notables son los que forma con la cal, por lo cual esta se disuelve en gran cantidad en las disoluciones de azúcar (792) resultando compuestos alcalinos de constitución definida que se utilizan en los ensayos acidimétricos; con el óxido de plomo forma este azúcar un compuesto que ha servido para determinar su peso molecular (1043). A temperaturas elevadas dá con las bases productos muy diversos, así es que calentada con un exceso de potasa se forman oxalato, propionato, acetato, formiato y carbonato potásicos, con desprendimiento de hidrógeno, y calentada con hidrato bórico á unos 160°, se forma lactato de bário.

Se combina con el cloruro sódico formando un cuerpo ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}, \text{ClNa}$) cristalino y delicuescente, y compuestos análogos forma con los clo-

ruros potásico y amónico. Reduce algunas sales metálicas á la temperatura de la ebullición con menos energía que la glucosa, pero no el tartrato cúprico-potásico, si no se la hierve previamente con un ácido diluido que la transforme en una mezcla de glucosas.

Esta propiedad se utiliza para determinar este azúcar cuando está mezclado con las glucosas porque averiguando primero la cantidad de estas y despues transformando el azúcar de caña en glucosa y haciendo una segunda determinación, por diferencia se tendrá la cantidad de aquella que hay en la mezcla. Payen ha ideado otro procedimiento para esta determinación, fundado en la propiedad que tiene el alcohol saturado de azúcar de no disolver mas azúcar de caña y sí á la glucosa y á las melazas.

Los fermentos actúan sobre ella transformándola primeramente, como los ácidos diluidos, en glucosas que despues experimentan la fermentación alcohólica como se ha dicho; por eso se dice que la sacarosa fermenta indirectamente con la levadura de cerveza y con otros fermentos.

1196. Extracción.—De todas las sustancias vegetales que contienen la sacarosa, las únicas que casi esclusivamente se utilizan para su extracción son la *caña de azúcar* y la *remolacha*. No deben darse en obras de la índole de esta, detalles acerca de la extracción del azúcar, que corresponden á los tratados de Química industrial; únicamente se hará una breve indicación de los procedimientos que se emplean para conseguirla.

Sometida la caña de azúcar á presiones enérgicas, se obtiene el zumo azucarado de dicha sustancia, que adicionado de un poco de lechada de cal para saturar los ácidos que contiene se calienta á 70°, con lo cual se clarifica en parte porque se coagulan algunas sustancias albuminosas, que se separan bajo la forma de espumas arrastrando consigo los cuerpos extraños interpuestos (*defecación*); se le somete después á una evaporación rápida hasta que marque 25° B. y se le pasa por una tela de lana, continuando la evaporación hasta que tenga consistencia de jarabe muy espeso (40° á 42° B.); se le enfria vertiéndole en estanques y cuando está próximo á cristalizar se le coloca en unos toneles en cuyo fondo hay agujeros tapados y se favorece la formación de cristales por la agitación; terminada aquella se destapan los agujeros para que salgan por ellos las aguas madres, que evaporadas de nuevo y sometidas á igual tratamiento dan más cristales y cuando ya son incristalizables constituyen la *miel de azúcar* ó *melaza*; que aun contiene más de un 60 % de sacarosa. Los cristales obtenidos reciben el nombre de *azúcar bruto*, *moreno*, *mascabado* ó *casonado*; son bastante impuros, puesto que aún contienen hasta un 4 % de sustancias estrañas, por lo que es preciso purificarles para tener lo que se llama *azúcar refinado*.

Para *refinar* el azúcar, se la disuelve en caliente en agua, se adi-

ciona 5 % de carbón animal y algo de sangre, antes que comience á hervir la disolución, para que coagulándose la albúmina de aquella, clarifique el líquido; se filtra este por sacos de algodón y después por carbón animal en granos, se le concentra en el vacío y se la hace cristalizar en estanques ó en moldes cónicos para tener el *azúcar blanca* ó *azúcar de pilón*. Este azúcar mezclado con dos tercios del moreno constituye el *azúcar terciado*. Haciendo cristallar un jarabe de 37° B. á una temperatura de 30° se obtiene el *azúcar piedra* ó *cande*.

Para extraer el azúcar de las remolachas, se utilizan las llamadas blancas ó de Silesia, que son las más ricas en azúcar; se las limpia perfectamente y se las reduce á pulpa; esta pulpa colocada en sacos de lana ó de crin se la somete á una fuerte presión para extraer el zumo azucarado; se extrae también éste cortando las remolachas en tiras ó en rodajas y tratándolas por agua á 60° ó 70° obteniéndose así un zumo más limpio; se somete este á la defecación como se ha dicho para el azúcar de caña, pero añadiendo más cal que tiene por objeto no sólo neutralizar los ácidos del zumo, sino además el de que se combine con el azúcar para que se formen sacaratos de cal menos alterables que el zumo; clarificado este se hace pasar por él una corriente de anhídrido carbónico con el objeto de descomponer aquellos sacaratos y dejar libre el azúcar; separado por filtración el carbonato cálcico insoluble se someten los líquidos á la concentración en aparatos apropiados, valiéndose del vapor de agua y de disminuciones sucesivas de presión, hasta que marquen 25° B.; se filtran y se dejan cristallar; los cristales obtenidos separados de las melazas se refinan para darles las condiciones necesarias para el consumo.

1197. APLICACIONES.—Es una sustancia de numerosos usos en Farmacia, en las artes, en la industria y en la economía doméstica. Esto explica que sólo en Europa se consuman cerca de mil millones de kilogramos cada año.

Las demás sacarosas son poco importantes.

1198. Lactosa (lactina).— $C_{12}H_{22}O_{11}$ — Este cuerpo, conocido vulgarmente con el nombre de *azúcar de leche*, existe en la leche de los mamíferos. Cristaliza en prismas rectos romboidales opacos, es blanco, de sabor azucarado, su densidad 1,5, muy duro, poco soluble en el agua fría, más en la caliente, insoluble en el alcohol y en el éter, á 150° se funde y á 170° se transforma en compuestos caramélicos. Sus propiedades químicas participan de las de la glucosa y de las del azúcar de caña; como aquella, reduce el tartrato cúprico-potásico y como el segundo, no fermenta directamente; se diferencia de una y otra porque con el ácido nítrico se transforma en una mezcla de ácido sacárico y de ácido múcarico; estos hechos se explican diciendo que es una mezcla de glucosa y galactosa; los ácidos minerales diluidos la transforman en galactosa ($C_6H_{11}O_6$) y los orgánicos se combinan con ella á 100° formando derivados de constitución análoga á la de los éteres, reduce algunas sales metálicas, experimenta fácilmente la fermentación láctica, y también, aunque más difícilmente, la alcohólica.

Se extrae de la leche, para lo cual se coagula por medio de un ácido la caseína de esta y se concentra el suero hasta consistencia de jarabe para que cristalice la lactosa.

Se utiliza para preparar el ácido láctico y los glóbulos que emplea la Medicina homeopática.

GLUCÓSIDOS.

1199. Sus caracteres generales.—Se dá este nombre á los cuerpos resultantes de la unión de las glucosas con los ácidos, con los alcoholes, con los aldehidos ó con los fenoles, menos una ó más moléculas de agua: se les puede considerar como éteres mixtos de dichas glucosas ó de los alcoholes hexadínamos. Su propiedad más principal es la de regenerar los cuerpos que los forman, por la acción de agentes hidratantes, como los ácidos diluidos y los fermentos, á la manera de los glicéridos y de otros éteres.

Se les nombra generalmente con una sola palabra cuya raíz se suele tomar del nombre de la sustancia de donde proceden, dándola la terminación *ina* (*amigdalina*, *digitalina*, etc.).

Existen en muchos materiales orgánicos vegetales y animales, constituyendo el principio activo de los mismos.

Casi todos son cristalinos, solubles en el agua y en el alcohol los ácidos diluidos, los álcalis y ciertos fermentos les desdoblan, fijando agua, en dos ó mas especies químicas de las que una es siempre la glucosa.

En este grupo han venido á incluirse una porción de sustancias que no podían tener colocación en otros. Es muy numeroso, pero los mas principales son los siguientes:

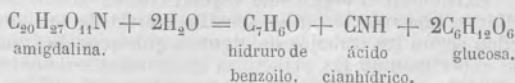
NOMBRES.	FÓRMULAS.	PROCEDENCIA.
Amigdalina.	$C_{30}H_{27}O_{11}N$	Almendras amargas.
Digitalina.	$C_{28}H_{48}O_{14}$	Digital purpúrea.
Arbutina.	$C_{12}H_{16}O_7$	Arctostaphilos uva ursi.
Salicina.	$C_{13}H_{18}O_7$	Sáuce.
Floridzina.	$C_{21}H_{24}O_{10}$	Manzano, cerezo, etc.
Populina.	$C_{20}H_{22}O_6$	Pópulus trémula.
Fraxina.	$C_{27}H_{30}O_{17}$	Fresno.
Glicirricina.	$C_{27}H_{30}O_{17}$	Glicirrizza glabra.
Saponina.	$C_{18}H_{24}O_{10}$	Saponaria.

Suele estudiarse entre los glucósidos el ácido tánico, por la propiedad de desdoblar en glucosa y ácido agállico, pero creemos mas conveniente estudiarle al lado de este.

La mayor parte de los glucósidos son poco importantes, así es que solo se expondrán brevemente la *amigdalina*, la *digitalina* y la *salicina*, que son algo mas interesantes.

1200. Amigdalina.—($C_{30}H_{27}O_{11}N$).—Este cuerpo, llamado también *principio amargo de las almendras*, fué descubierto en 1830 por Robiquet y Boutron-Charlard en las almendras amargas y después por Wicke en las hojas del laurel cerezo. Cristaliza en agujas largas, es blanca, de sabor muy amargo, soluble en el agua, de cuya disolución cristaliza con 3 moléculas; es también soluble en el alcohol, en

el que cristaliza solo con dos moléculas, insoluble en el éter; desvía hacia la izquierda el plano de polarización de la luz. Por la acción de los ácidos diluidos se desdobla en esencia de almendras amargas (hidruro de benzoilo), ácido cianhídrico y glucosa:



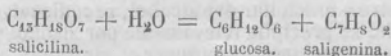
En las almendras amargas y en las dulces existe un fermento conocido con los nombres de *emulsina* y de *sinaptasa*, bajo cuya influencia experimenta la amigdalina el mismo desdoblamiento; dicho fermento es una sustancia nitrogenada, soluble en el agua y no actúa sobre este glucósido mas que en presencia de aquella para producir la fermentación llamada *amigdática* ó *benzoilica*.

Se extrae de las almendras amargas para lo cual se las prensa y se trata la torta ó marco resultante por alcohol para disolver la amigdalina, de cuya disolución cristaliza.

1201. Digitalina.—($\text{C}_{28}\text{H}_{48}\text{O}_{14}$?) —Descubierta en 1851 por Homolle y Quevenne; es el principio activo de la digital purpúrea. No se ha determinado con exactitud su fórmula; según trabajos modernos la sustancia aislada por aquellos químicos no es una especie química, sino una mezcla de tres sustancias, dos muy solubles en el agua y la digitalina insoluble en ella. Esta es blanca, muy amarga, hervida con los ácidos diluidos se desdobla en glucosa y *digitaliretina*; con el ácido clorhídrico concentrado toma color verde esmeralda característico.

Se extrae de las hojas de la digital por procedimientos bastante largos.

1202. Salicina.— $\text{C}_{13}\text{H}_{18}\text{O}_7$.—Descubierta por Leroux en 1830 en la corteza del sauce; existe además en la de los álamos y en los castóreos. Se presenta en agujas ó en escamas pequeñas, blancas y brillantes de sabor muy amargo, soluble en el agua y en el alcohol é insoluble en el éter; sus disoluciones desvían á la izquierda el plano de polarización. Los cuerpos oxidantes la transforman de diversas maneras; con el ácido nítrico en frío produce *helicina* ($\text{C}_{13}\text{H}_{16}\text{O}_7$) que es otro glucósido considerado como el aldehído de la salicina, que en este caso funciona como un alcohol; con dicho ácido en caliente llega á transformarse en ácido trinitrofénico ó picrico; el bicromato potásico y ácido sulfúrico la convierten en esencia de *spiræa ulmaria* (*hidruro de salicilo*); se disuelve en el ácido sulfúrico tomando color rojo intenso; este ácido y el clorhídrico diluidos la desdoblan en glucosa y *saliretina*; fundida con potasa cáustica dá *ácido salicílico* ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$); la emulsina la desdobla en glucosa y *saligenina*.



Para prepararla se trata la corteza del sauce por agua hirviendo, se concentran los líquidos y se les hace hervir con litargirio, se filtran, evaporan hasta consistencia de jarabe y trascurridos unos días se deposita la salicina.

Poliglucósidos.

1203. Existen en el organismo vegetal ciertas sustancias cuyas fórmulas tienen una relación muy sencilla con la de las glucosas y que proceden según los trabajos de algunos químicos de transformaciones que experimentan los principios azucarados existentes en las plantas á medida que estas avanzaron en su desarrollo. Estas sustancias han recibido el nombre de poliglucósidos y de ellas deben mencionarse en primer término la *dextrina*, considerada como un *diglucósido*, la *fécula*, que es un *triglucósido* y la *celulosa* que es un *tetraglucósido*. Al lado de estas sustancias se expondrán otras que tienen con ellas relaciones mas ó menos estrechas ó que son derivados suyos.

1204. Dextrina.— $C_{12}H_{20}O_{10}$.—Esta sustancia, llamada así porque desvía á la derecha el plano de polarización de la luz, se halla en los jugos vegetales; es sólida, amorfa, blanca, aunque generalmente suele presentarse de color ligeramente amarillo, la que se ha obtenido por la acción del calor sobre el almidón tiene algo de olor, como de harina tostada, y sabor que recuerda el de las gomas, muy soluble en el agua á la que dá viscosidad, insoluble en el alcohol y en el éter, el calor la descompone. No toma color azul con el yodo, los ácidos diluidos y la diastasa la convierten en glucosa, el ácido nítrico la transforma en ácido oxálico sin dar ácido mícico, con este mismo ácido y algunos de los orgánicos dá compuestos análogos á los glucósidos (*nitrodextrina*, *dextrina-triacética* etc.); forma compuestos con algunas bases; no es precipitada por los acetatos neutro y tribásico de plomo, pero sí por el acetato plúmbico amoniacal.

Se prepara tostando el almidón á temperaturas que no pasen de 210°; también sometiendo las féculas á la acción del ácido nítrico diluido, á una temperatura de 120°, ó calentando á 75° una mezcla de agua, malta ó cebada germinada y fécula.

Se emplea para preparar los vendajes dextrinados y para el apresto de algunos tejidos, reemplazando á las gomas en estos y otros usos.

1205. Glicogeno (*dextrina animal*).— $C_6H_{10}O_5$.—Descubierto por Claudio Bernard en el hígado en 1856, y después en la placenta; existe además en vários órganos durante la vida fetal, en la yema del huevo y en algunos moluscos. Es un polvo amorfo, blanco, con el agua forma un líquido opalino, insoluble en el alcohol y en el éter, con el yodo toma color rojo violáceo ó rojo pardo, los ácidos diluidos, la diastasa, la saliva, etc., le convierten en glucosa, el ácido nítrico le transforma en ácido oxálico. Se prepara tratando por alcohol una decocción de hígado en el agua, el precipitado se hierve con una lejía de potasa y se vuelve á precipitar por alcohol, se redisuelve en ácido acético cristalizable, se precipita nuevamente por alcohol y se repiten várias veces estas operaciones hasta tener el glicogeno puro.

Tiene importancia porque su presencia en la economía animal explica la de la glucosa normal y la de ciertos estados patológicos.

1206. Gomas—Se dá este nombre á ciertos principios muy abundantes en el organismo vegetal, que suelen exudarse al exterior de los tejidos; son amorfos, incoloros ó amarillentos, traslúcidos, inodoros y de sabor mas ó menos dulce; se disuelven ó se ablandan en

el agua dando á este líquido una consistencia mucilagínosa, insolubles en el alcohol y en el éter, fijos á la acción del calor, neutros á los papeles reactivos y tratados por el ácido nítrico dan constantemente, entre otros productos, *ácido múcico*.

Según los trabajos de Fremy y de otros químicos, las gomas están constituidas por ciertos compuestos neutros isómeros con la dextrina, féculas y celulosa, que funcionan como un ácido débil llamado *ácido gúmico*, unido á ciertas bases minerales, formando sales insolubles unas y solubles otras, generalmente de calcio y de potasio; los solubles se hacen insolubles calentándoles á unos 150° ó tratando su disolución por ácido sulfúrico, porque en ambos casos el ácido gúmico se transforma en un isómero llamado *ácido metagúmico* que hervido con agua pasa otra vez á gúmico.

Se admite que existen en las gomas tres principios, la *arabina*, la *cerasina* y la *basorina*.

La *arabina* constituye casi totalmente la goma arábica; está formada por gumatos de calcio y de potasio; su disolución es levogira, hervida con ácido sulfúrico diluido en agua, se transforma en *arabinosa* (1184) que es dextrogira; tratada por ácido nítrico dá los ácidos sacárico, oxálico, tartárico y *múcico*; su disolución precipita en blanco por el acetato triplúmbico.

La *cerasina* existe en las gomas que exudan los cerezos, los ciruelos y otros árboles de la familia de las Rosáceas y está formada por una mezcla de gumatos solubles en el agua fría y de metagumatos insolubles de potasio y calcio, que constituyen la cerasina; estos se convierten en gumatos solubles (*arabina*) hirviéndoles con agua.

La *basorina* ó *adragantina* existe en las gomas de Bassora y de tragacanto y es el principio mucilaginoso de dichas gomas, insoluble en el agua, se hincha considerablemente cuando se la deja en contacto de aquella transformándose en una jalea trasparente; desecada después dá una sustancia de la misma composición que la dextrina; con el ácido sulfúrico diluido se transforma en una glucosa cristallizable y con el ácido nítrico dá mucho ácido múcico.

MUCILAGOS.—Se dá este nombre á ciertos principios parecidos á las gomas existentes en algunas semillas como la del lino, la del membrillo, la de zaragatona, en algunas raíces como la de malvavisco y en otras partes del organismo vegetal. Se disuelve en el agua produciendo líquidos viscosos, siendo este el medio que se emplea para extraerles de las partes vegetales que les contienen. Se emplean en Medicina como emolientes.

SUSTANCIAS AMILÁCEAS.

1207. El almidón y otras sustancias análogas á él que se hallan muy repartidas en el organismo vegetal, han recibido el nombre de sustancias amiláceas; se conocen también con el de *féculas* (de *fax fecis*, feces ó heces), porque en general se depositan en los líquidos turbios que resultan de tratar por agua las partes vegetales que las contienen.

Á la que se extrae del trigo y de otros cereales, se la aplica más particularmente el nombre de *almidón* y á las procedentes de ciertos tubérculos, raíces,

rizomas y bulbos, se las dá el de *féculas*, siendo el tipo de ellas la *fécula de patata*. Todas estas sustancias no difieren entre sí, por lo común, más que por algunas de sus propiedades físicas.

Se suelen nombrar con la palabra genérica *fécula* seguida del nombre del vegetal de que proceden; algunas reciben nombres especiales (*tapioca*, *sagú*, *arrow-root*, etc.).

ALMIDÓN.— $C_6H_{10}O_5$.

1208. HISTORIA.—Conocido ya por los antiguos griegos y romanos; las localidades donde se le obtenía principalmente eran las islas de Creta y de Chio y le dieron el nombre de *amylon* para expresar que se obtenía sin moler los granos. Después se generalizó mucho su extracción por las numerosas aplicaciones que de él se hacen.

1209. Estado en la naturaleza.—Se halla en todos los vegetales, especialmente en las gramíneas (trigo, centeno, cebada, maíz, arroz), en las semillas de las leguminosas (garbanzos, alubias, lentejas, habas) en las patatas, en los tallos y en las cortezas de muchas plantas, en varios frutos, etc.

1210. Propiedades.—Se presenta en un polvo suave al tacto, en forma de glóbulos esferoidales, ovoideos ó poliédricos que observados al microscopio se vé que tienen estructura organizada, su magnitud es variable según las distintas clases de féculas y su diámetro oscila entre 2 y 185 milésimas de milímetro, siendo mayores los de la *fécula de patata* que los del almidón de trigo; están formados por capas concéntricas tanto más gruesas cuanto más exteriores son; esta estructura se observa bién cuando se les hace experimentar un principio de disgregación por medio del agua caliente, porque las capas internas, más permeables al agua, se hinchan más y rompen las externas dando al grano una forma parecida á la de una alcachofa abierta, en cuyo interior se observa un espacio vacío que se llama *hilo*.

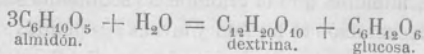
El almidón es blanco, inodoro, insípido, su densidad 1,53, es insoluble en el agua, en el alcohol y en el éter; á la temperatura de 100° pierde la mitad del agua que contiene, que suele ser un 18 por 100; manteniéndole á dicha temperatura durante algún tiempo se convierte en almidón soluble; entre 160° y 210° se transforma en *dextrina* y á 260° en *pirodextrina*.

El almidón, como todas las féculas, es neutro á los papeles reactivos; tratado por el cloro (mejor por la mezcla de bióxido de manganeso y ácido clorhídrico) dá cloral (1119); hervido con agua y tra-

trado después por bromo, toma color amarillento y con el yodo le toma azul intenso, reacción tan sensible y característica que sirve para demostrar cantidades muy pequeñas de yodo (145) ó de almidón; esta coloración se atribuye á formarse un cuerpo llamado con poca propiedad *yoduro de almidón*, que á 100° se descolora, volviendo á aparecer su color cuando se enfria.

Cuando se le calienta con agua á unos 70° se hincha mucho sin disolverse, transformándose en una masa traslúcida y gelatinosa llamada *engrudo de almidón*; si se le hace hervir con mucha agua y filtrando, pasa un líquido algo turbio que contiene una variedad soluble del almidón, que se precipita agregando alcohol.

Hervido con los ácidos minerales diluidos en agua, se hidrata transformándose en dextrina y glucosa:



antes se creía que la dextrina no era más que una modificación isomérica del almidón, que después fijaba agua para transformarse en glucosa, pero los trabajos de Musculus han demostrado que no es así, sinó que el almidón por los ácidos débiles se convierte primero en soluble y después se hidrata, dando dextrina y glucosa, como expresa la reacción anterior; continuando la acción la dextrina pasa á su vez á glucosa.

El ácido nítrico le disuelve y la disolución tratada por agua precipita un compuesto nitrado que Braconnot llamó *xiloidina* ó *piroxam*; después le transforma en ácido oxálico; la mezcla de ácido sulfúrico y de manganesa le convierte en ácido fórmico.

Los álcalis diluidos le hinchan y le convierten en almidón soluble y la potasa fundida le transforma en oxalato potásico; el amoníaco no le convierte en engrudo.

No fermenta con la levadura de cerveza, pero puede experimentar las fermentaciones láctica y butírica por la acción de ciertos cuerpos. La fermentación más notable é importante de las que pueden experimentar las féculas es la que se verifica bajo la influencia de la *diastasa* (1), que es una sustancia sulfo-nitrogenada que se desarrolla en las semillas durante la germinación y que ocasiona en las féculas un

(1) *Diastasa*.—Es una sustancia amorfa, blanca, soluble en el agua, insoluble en el alcohol, que actúa sobre el almidón aún á temperaturas muy bajas (á -15°) pero sobre todo entre 20° y 40°; á los 85° ya cesa su acción. Se prepara pulverizando la *cebada ger-*

fenómeno de hidratación primero y de desdoblamiento después, cuyo resultado es la transformación del almidón en dextrina y glucosa y como la primera se convierte á su vez en glucosa, de ahí que en último término se convierta todo él en azúcar.

La saliva, el jugo pancreático y varias sustancias nitrogenadas en descomposición, obran sobre las féculas como la diastasa.

1211. Extracción del almidón.—Se extrae generalmente del trigo, bién por el procedimiento antiguo, bién por el de Martin ó moderno. El primero consiste en poner el trigo ó su harina en maceración en el agua para que éntre en fermentación, fenómeno que se acelera añadiendo aguas procedentes de operaciones anteriores (*aguas suras*); por la fermentación el *gluten* de la harina, que está constituido por diferentes sustancias nitrogenadas y sulfuradas, se altera haciéndose soluble, mientras que el almidón se sedimenta sin alterarse; separado por decantación el líquido y lavando repetidas veces con agua el sedimento, se le recoge después y seca dividiéndole en fragmentos pequeños. Este procedimiento tiene el inconveniente de ser insalubre por los productos que se desarrollan en la fermentación del gluten y además el de perderse éste, que es una sustancia alimenticia de gran valor.

En el procedimiento Martin ó moderno se extrae el almidón haciendo con la harina una masa blanda sobre la que se hace caer un pequeño chorro de agua, malaxándola al mismo tiempo por un medio cualquiera, el agua arrastra consigo el almidón y deja el gluten aislado bajo la forma de una masa elástica que se puede utilizar como sustancia alimenticia; por el reposo el agua deja sedimentar el almidón más algo de gluten que se ha escapado y que se le hace fermentar para separarle, como en el procedimiento antiguo, lavando después y desecando el almidón.

Cuando se quieren extraer las féculas de otras partes vegetales, se las reduce á pulpa y se lavan estas con un filete de agua para arrastrar la fécula, que se deja sedimentar, se decantan los líquidos y la fécula se seca colocándola sobre yeso que absorbe gran parte de su agua y después en corriente aire.

1212. APLICACIONES.—Tiene numerosos usos en Medicina, en la indus-

minada ó maltu, poniéndola en digestión en agua por dos horas, colando el líquido por un lienzo húmedo, calentándole á unos 75° para coagular la albúmina, filtrando y precipitando la diastasa por alcohol.

tria, en las artes y en la economía doméstica. Las féculas son la base de la fabricación del alcohol de semillas, porque transformadas en glucosa, ya por la acción de los ácidos diluidos, ya por la de la diastasa, y haciendo fermentar aquella, se obtiene alcohol y si á este se le hace experimentar la fermentación acética, se tendrá vinagre.

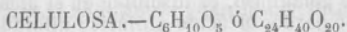
1213. Inulina.— $C_6H_{10}O_5$.—Es la sustancia amilácea que existe en la raíz de énula (*inula helenium*), en la de pelitre, en las achicorias, en los tubérculos de dalia, etc. Está formada por gránulos análogos á los del almidón, es blanca, insípida, soluble en el agua caliente y poco en la fría y no forma engrudo, insoluble en el alcohol, es levogira, el yodo no la dá color azul, sinó amarillo parduzco, los ácidos diluidos la transforman en levulosa; no precipita por el acetato triplúmbico. Se prepara reduciendo á pulpa los tubérculos de dalia y lavando aquella con un filete de agua sobre un tamiz; el líquido lechoso deja sedimentar la inulina.

1214. Liquenina.— $C_6H_{10}O_5$.—Es el almidón de los líquenes; se presenta amorfa, traslúcida, amarillenta, se hincha en el agua fría y se disuelve en el agua hirviendo, cuya disolución evaporada deja un residuo de aspecto gelatinoso, es insoluble en el alcohol y en el eter, el yodo la dá color pardo, el ácido sulfúrico diluido la convierte en glucosa y el nítrico en ácido oxálico. Se extrae del liquen de Islandia haciendo decocciones con él, después de separar el principio amargo, de las que se precipita la liquenina por medio del alcohol, se lava el precipitado y se deseca.

1215. Apéndice al estudio de las féculas.—**HARINAS.**—Recibe este nombre el polvo resultante de la molienda de ciertos frutos pero sobre todo de los cereales (*trigo, centeno, avena, cebada, maíz, arroz*). Las harinas están constituidas por el *salvado* que son las pequeñas láminas á que se reduce el tegumento celulósico propio del grano cuando se le muele y que se separa del resto por la tamización, acompañado de una parte de los demás principios de las harinas; el polvo que resulta de la tamización, que es lo que constituye la harina propiamente dicha, está formado por *almidón, gluten, dextrina, glucosa, restos del salvado y agua*; además cuando se incinera queda un residuo mineral formado más principalmente por *fosfatos sódico, cálcico y magnésico* y por *silíce*. Habiendo dicho ya lo que son el almidón, dextrina y glucosa, resta decir lo que es el gluten.

GLUTEN.—Es un material orgánico formado por la reunión de varias sustancias nitrogenadas que constituyen la parte más nutritiva de los cereales y por lo tanto de las harinas. Se creyó que era un principio inmediato, pero después se han aislado de él por la acción de los disolventes, diversos principios, como la *fibrina vegetal*, la *glutina*, la *caseína vegetal* y una *sustancia grasa*; además cuando se tratan las harinas por el agua se disuelve en ésta algo de *albúmina vegetal*. El gluten fresco se presenta en masas amorfas, homogéneas, de color blanco agrisado, blandas y elásticas é insolubles en el agua; desecado á 100° se hace duro y frágil; cuando está húmedo fermenta con gran facilidad alterándose los principios que contiene, que se transforman en otros solubles en el agua, sometido á la acción del ácido sulfúrico se transforma en leucina, tirosina y ácido glutámico. Queda como residuo en la extracción del almidón por el procedimiento Martin y se emplea en la fabricación de un pan para los que padecen de diabetes sacarina y para adicionarle á las harinas y fabricar ciertas pastas.

PANIFICACIÓN.—La principal aplicación de las harinas es la fabricación del pan; en esta hay que distinguir tres periodos: 1.º el *amasado* ó formación de la masa, que consiste en mezclar la harina con la cantidad conveniente de agua, añadiendo al mismo tiempo algo de sal y de levadura ó sea una porción de masa de otra operación anterior, que haya comenzado á descomponerse y que puede reemplazarse en caso necesario por un poco de levadura de cerveza; el amasado se practica por diversos medios mecánicos y se dá por terminado cuando la masa es bién homogénea; 2.º la *fermentación*, cuyo objeto es hacer que se modifiquen algunos de los principios que contiene la harina, mediante la influencia de la levadura ó fermento, para que sea más fácil su digestión; durante este periodo la masa se hincha porque en su interior se desarrolla gás anhídrido carbónico procedente de la fermentación alcohólica que experimenta la glucosa, que quedando aprisionado en la masa, hace que ésta se vuelva esponjosa y ligera; 3.º la *cocción*, que consiste en colocar la masa dividida en trozos ó panes, dentro de hornos calentados á unos 300º, por espacio de un cuarto de hora á media hora; la parte exterior de los panes se endurece tomando color amarillento, debido á la desecación del gluten y á la torrefacción de una parte del almidón que se convierte en pirodextrina, formándose lo que se llama *corteza del pan*; la parte interior ó *miga*, que no experimenta tanto calor, se hace muy esponjosa por la dilatación de los gases.



1216. Estado en la naturaleza.—Forma las paredes de las células vegetales jóvenes, de donde la viene su nombre, el algodon, la médula de sauco, etc., y mezclada con otras sustancias, las células más antiguas, sobre todo de la parte leñosa de los vegetales, en donde se la encuentra penetrada por cuérpos estraños de diversa naturaleza, como la llamada *materia incrustante* que dá espesor y rigidez á los tejidos, varias sustancias nitrogenadas, compuestos pécticos, resinas, materias colorantes etc., además de los compuestos minerales que más ó ménos modificados forman las cenizas que resultan cuando se queman dichas partes vegetales.

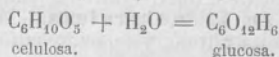
1217. Propiedades físicas.—Es sólida, blanca, inodora, insípida, su densidad 1,25 á 1,45, insoluble en el agua, en el alcohol, en el éter y en otros disolventes neutros, su disolvente es el *líquido cupro-amoniaco* (*reactivo de Schweizer*), que se prepara disolviendo en amoniaco concentrado el hidrato ó el carbonato cúpricos ó mejor tratando el cobre metálico por amoniaco en contacto del aire, hasta que el líquido tome color azul oscuro; el agua y los ácidos la precipitan de esta disolución formando una masa gelatinosa, que lavada cuidadosamente con alcohol se transforma en un polvo amorfo que tiene todas las propiedades de la celulosa. Con este reactivo ha podido Fremy distinguir entre sí varias sustancias que se confundían antes con la

celulosa y á las que dió los nombres de *paracelulosa*, *vasculosa*, *fibrosa* y *culosa*, siendo esta la base de la clasificación que hizo de los principios celulósicos.

Es fija á la acción del calor y cuando se somete á esta experimenta la destilación seca dando muchos productos líquidos (alcohol metílico, ácido acético, etc.) y gases combustibles que pueden utilizarse para el alumbrado, dejando un residuo más ó ménos abundante de carbón.

1218. Propiedades químicas.—Es una sustancia neutra que por sus propiedades químicas se asemeja á los éteres de la glucosa. Ciertos cuerpos la hacen experimentar transformaciones muy importantes y con otros dá derivados que se mencionarán mas adelante.

Con el yodo no toma color azul, el ácido yodhídrico la transforma en un carburo de hidrógeno; ciertos ácidos diluidos, como el clorhídrico, algunos cloruros, como el de zinc, y la potasa ó la sosa, la transforman en un cuerpo insoluble amiloideo que se hincha en el agua y que dá coloración azul con el yodo; si continúa la acción de estos agentes se convierte en dextrosa y por último en glucosa:



Triturándola con ácido sulfúrico concentrado se forma una masa viscosa de color blanquecino, que contiene entre otros cuerpos, ácido sulfoleñoso, compuesto de ácido sulfúrico y celulosa; si se prolonga la acción del ácido se forma una sustancia análoga al almidón, insoluble en el agua y que toma color azul con el yodo ó bien otra sustancia análoga á la dextrina y soluble en el agua como esta; si á dicha masa viscosa se la hierva con agua durante bastante tiempo se hidrata formándose glucosa, que es lo que sucede cuando se trata la celulosa con los ácidos diluidos. En estos hechos está fundada la fabricación del azúcar de trapos.

Introduciendo el papel sin cola en ácido sulfúrico durante muy poco tiempo (**300**) su celulosa sufre un principio de disgregación y lavándole luego perfectamente con agua primero, con amoniaco después y por último otra vez con agua, adquiere al sacarse la rigidez y el aspecto del pergamino, por lo cual ha recibido el nombre de *pergamino vegetal*, producto obtenido por primera vez en 1846 por Figuier y Poumaréde.

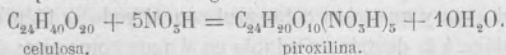
ACCIÓN DEL ÁCIDO NÍTRICO SOBRE LA CELULOSA.—Es muy notable por los derivados que origina; esta acción es diversa según que el ácido nítrico sea diluido ó concentrado. El ácido diluido y auxiliada su ac-

ción por el calor, oxida á la celulosa desprendiéndose vapores nitrosos y anhídrido carbónico y transformandola en ácido oxálico.

El ácido nítrico concentrado y mejor aún una mezcla de dicho ácido y del sulfúrico produce varios derivados que son las llamadas *celulosas nítricas*, compuestos cuya constitución es la misma que la de los éteres nítricos y en los que por lo tanto la celulosa hace las veces de un alcohol polidínamo. Se había considerado á estos cuerpos como resultado de la sustitución de parte del hidrógeno de la celulosa por el peróxido de nitrógeno, como sucede con los derivados nitrados de ciertos hidrocarburos, pero la acción de los cuerpos reductores sobre las celulosas nítricas es diferente que las que ejercen sobre aquellos derivados de los hidrocarburos; los datos calorimétricos que se han obtenido al formarse unos y otros derivados conducen al mismo resultado.

De las varias celulosas nítricas que se conocen que son la binitrica, la trinitrica, la tetranítrica y la pentanítrica la más importante es la que constituye el *algodón pólvora* ó *piroxilina* que es la última.

PIROXILINA Ó ALGODÓN PÓLVORA.—Introduciendo durante unos minutos algodón cardado en ácido nítrico fumante ó mejor en una mezcla de ácido nítrico, ó un nitrato, y de ácido sulfúrico, lavándole después perfectamente con gran cantidad de agua y desecándole á temperaturas poco superiores á la ordinaria, se convierte en una sustancia que tiene el mismo aspecto que el algodón, algo más áspera al tacto que este, pero que posee la propiedad de ser muy inflamable y de quemarse rápidamente sin dejar residuo; la reacción que se produce al formarse la piroxilina es la siguiente:



esta sustancia se conoce con el nombre de *piroxilina* ó de *pólvora de algodón*, cuyo descubrimiento se debe á Schöubein en 1847; ya antes de dicha época Braconnot había indicado que las sustancias celolósicas tratadas por el ácido nítrico y después por agua se convertían en un cuerpo muy combustible que él creyó era la *xiloidina*, y Pelouze en 1838 observó que dichas sustancias sometidas al tratamiento indicado, sin cambiar sensiblemente de aspecto físico adquirirían propiedades explosivas.

La pólvora de algodón tiene algunas veces un viso amarillento, es inodora é insípida, insoluble en el agua, en el alcohol, en el éter, en el cloroformo, en el ácido acético y en el líquido cupro-amoniaco; se disuelve más ó menos fácilmente en una mezcla de alcohol y de éter, dando un líquido llamado *colodión*, que estendido sobre una superficie se evapora rápidamente el disolvente y queda la piroxilina formando una membrana continua, transparente, impermeable al agua y adhesiva, á cuyas cualidades debe las aplicaciones que de él se hacen en Cirugía y en la fotografía.

El algodón pólvora se inflama á 120° y dá una gran cantidad de

gases entre los que se hallan anhídrido carbónico, óxido de carbono, vapor acuoso y nitrógeno. Tratada por una disolución de una sal ferrosa desprende óxido nítrico y se regenera la celulosa.

La celulosa calentada á unos 200° con ciertos ácidos orgánicos, como el acético, el butírico, el esteárico, el benzoico, etc., dá compuestos parecidos á los glucósidos. La potasa y la sosa atacan á la celulosa y la transforman en oxalato alcalino.

Según trabajos modernos de Aimé Girard parece ser que algunas de las modificaciones que experimenta la celulosa por la acción de ciertos agentes químicos son debidas á que se transforma por hidratación en *hidrocelulosa* ($C_{24}H_{44}O_{22}$) á cuyo cuerpo se deben las nuevas propiedades que adquiere la celulosa (1).

1219 Extracción de la celulosa.—Se extrae hirviendo el algodón, el trapo viejo, el papel, etc., con una disolución poco concentrada de potasa, lavándola después con agua y tratándola sucesivamente por el agua de cloro, el ácido acético, el alcohol, el éter y por último con agua y desecándola á 100°.

1220. APLICACIONES.—Se emplea en la fabricación del papel, para lo que se utiliza la celulosa de una porción de sustancias, como la de los trapos viejos, la del esparto, la de ciertas pajas, etc.; de estos papeles, cuyo estudio corresponde á las obras de Química aplicada, deben mencionarse los que se usan en los laboratorios para las filtraciones de los cuales el más puro es el llamado *papel Berzelius*, que apenas deja cenizas cuando se le quema.

Se emplea también la celulosa para la fabricación de los tejidos de hilo y de algodón, para preparar el algodón pólvora, etc., etc.

Apéndice á los poliglucósidos.

1221. Compuestos pécticos.—Se dá este nombre á los principios gelatinosos de los vegetales, que existen en todas las partes jugosas de estos. Del estudio hecho por Fremy de estos compuestos, resulta están formadas por los cuerpos siguientes:

La *pectosa*, sustancia que se admite existe en los frutos sin madurar y á la que se atribuye el sabor áspero de aquellos; se halla también en algunas raíces (zanahorias, remolachas, etc.); es insoluble en el agua, en el alcohol y en el

(1) Tratando las cubiertas de ciertos moluscos por ácido clorhídrico é hirviéndolas después con potasa, se ha obtenido una sustancia blanca análoga á la celulosa que ha recibido el nombre de *celulosa animal* ó *tunicina*. Se diferencia de la celulosa en que no se altera por la acción de la potasa á 200°, pero se asemeja á ella en que se convierte en glucosa por el ácido sulfúrico.

éter, es neutra y no contiene nitrógeno, hirviendo con agua los frutos y las raíces que la contienen se transforma en *pectina*, haciéndose soluble; igual transformación experimenta por los ácidos de los frutos, debido á lo cual no ha sido posible aislarla.

La *pectina* ($C_{52}H_{48}O_{52}$), resultado de la transformación de la anterior, existe en los frutos muy maduros; es amorfa, blanca, soluble en el agua, de cuya disolución la precipita el alcohol, hervida con agua se transforma en *parapectina*; los álcalis diluidos la transforman á la temperatura ordinaria en *ácido pectósico* ($C_{52}H_{46}O_{51}$) primero y en *ácido péctico* después; estas mismas transformaciones experimenta por la acción de un fermento soluble llamado *pectasa*, sustancia sulfo-nitrogenada que existe en los zumos de los frutos y de ciertas raíces; la transformación de la pectina en los ácidos pectósico y péctico por la influencia de la pectasa, constituye la *fermentación péctica*. Se prepara precipitándola por alcohol del zumo extraído de las peras muy maduras, después de precipitar de él la cal y la albúmina.

El *ácido péctico* ($C_{16}H_{22}O_{15}$) resultado de la transformación de la pectina bajo la influencia de la pectasa ó de los álcalis diluidos, se presenta bajo la forma de una jalea insoluble en el agua fría, poco en la caliente, insoluble en el alcohol, desecado se transforma en una masa traslúcida, hervido con agua se convierte primero en *ácido parapéctico* y después en *ácido metapéctico*. El ácido péctico forma pectatos con las bases de los que los alcalinos son solubles; tratadas estas sales por un ácido dejan el péctico libre. Se prepara este, hirviendo con ácido clorhídrico la pulpa de zanahorias, después de lavada con agua, se filtra el líquido y se le hierve con sosa para transformar la pectina en ácido péctico, que se precipita descomponiendo por el ácido clorhídrico el pectato formado.

El *ácido metapéctico* ($C_8H_{14}O_9$) es el último producto á que se reducen todas las sustancias pécticas; existe en muchos vegetales formando metapectatos; es amorfo, muy soluble en el agua de cuya disolución no le precipita el alcohol; se forma hirviendo durante mucho tiempo el ácido péctico con agua ó con lejía de sosa poco concentrada; se le transforma en metapectato de plomo, que después se descompone por el gas sulfhídrico.

FENOLES.

1222. HISTORIA Y ESTADO EN LA NATURALEZA.—Su conocimiento data de 1834 en que se descubrió el fenol ordinario; después Arppe descubrió en 1846 el timólico en la esencia de tomillo; Williamson y Fairlie en 1854 el cresílico en la creosota: en 1857 se obtuvo el florético, etc. Algunos existen en la naturaleza, como el fenol tímico ó timol que se halla en la esencia del tomillo; otros son artificiales.

1223. Su constitución y clasificación.—Este grupo interesante, aunque poco numeroso, está formado por cuerpos que se derivan de la sustitución de uno ó de varios átomos de hidrógeno de la benzina (1082) y sus homólogos, por otras tantas moléculas de oxidrilo; si es un solo átomo de hidrógeno el sustituido, resultan los fenoles *monodínamos*, como el *fenol ordinario*; si son dos, los *didínamos*, como la *resorcina*; si son tres los *tridínamos*, como el *fenol piro-*

agállico; su composición por lo tanto les asemeja á los alcoholes, pero no presentan los caracteres generales de estos; se les ha considerado también como ácidos por la facilidad con que una parte de su hidrógeno es reemplazado por los metales alcalinos; puede por lo tanto comparárseles á los óxidos metálicos indiferentes, puesto que unas veces funcionan como alcoholes y otras como ácidos.

1224. Nomenclatura.—Se les designa con la palabra genérica *fenol* y una específica tomada del nombre de la sustancia de donde se les ha obtenido; así se dice *fenol cresílico* al obtenido de la creosota, *fenol timólico* al que existe en la esencia de tomillo, etc.; también se les puede designar con una sola palabra, cuya raíz indica el origen del cuerpo y á la que se termina en *ol*, como por ejemplo, *cresol*, *timol*, *veratrol*, etc. Cuando se les considera como ácidos se les nombra como estos.

1225. Propiedades.—Generalmente se presentan en el estado sólido y cristalizados, algunos son líquidos, incoloros ó blancos, sus olores son característicos muy agradables los de algunos pero otros son desagradables, su sabor es ácre, poco solubles en el agua y mas en el alcohol, fusibles y volátiles. El cloro actuando sobre los fenoles dá derivados clorados análogos á los que dan los alcoholes, pero de propiedades ácidas mas marcadas; se oxidan difícilmente y los derivados por oxidación son análogos al fenol de que proceden, es decir, que no forman ni aldehidos ni verdaderos ácidos, en lo que se diferencian de los alcoholes; tratados por los ácidos reaccionan con ellos como los alcoholes, pero los cuerpos resultantes no son verdaderos éteres sinó compuestos análogos á los mismos fenoles; con el ácido nítrico dan derivados nitrados ácidos, semejantes á los de ciertos hidrocarburos; con las bases dan compuestos salinos, como los ácidos; estas sales son muy poco estables y se desdoblán con facilidad en los dos cuerpos que las han formado; el pentacloruro de fósforo se transforma en oxiclорuro con los fenoles y se forma un cloruro de radical no oxigenado parecido á los que en las mismas circunstancias forman los alcoholes. Parte del hidrógeno de estos cuerpos puede ser reemplazado por los radicales alcohólicos formándose *amidos*, cuerpos análogos á los éteres compuestos, pero nunca los fenoles eterifican á los alcoholes, puesto que su carácter ácido es muy débil.

1226. Preparación.—Se preparan por la acción del calor sobre ciertos compuestos orgánicos solos ó mezclados con un álcali fijo

ó una tierra alcalina. Alguno se le ha obtenido sintéticamente partiendo de la benzina y de sus homólogos.

1227. APLICACIONES.—El fenol ordinario, el tímico, la resorcina y algún otro, han recibido aplicaciones interesantes.

FENOL ORDINARIO.— C_6H_6O .

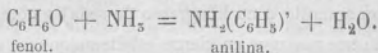
(*ácido fénico.*)

1228. HISTORIA Y SINONIMIA.—Descubierto en 1834 por Runge en la brea del carbón de piedra, por lo que le llamó *ácido carbólico*; después se substituyó este nombre por el de *ácido fénico*, que es con el que se le conoce mas comunmente. Laurent en 1841 fué el que le comparó á los alcoholes; hoy se le considera como el tipo de este grupo de cuerpos, que tienen caractéres de ácidos y de alcoholes.

1229. Estado en la naturaleza.—Stœdeler cree existe en la orina humana y en la de algunos animales, así como en los excrementos, siendo 0,15 grm. la cantidad excretada normalmente en 24 horas según los trabajos de Nenki y hasta 40 veces mas en ciertos estados patológicos (Brieger, Salkowski); según Wöhler los castoreos deben su olor al ácido fénico que contienen.

1230. Propiedades.—Es sólido, cristaliza en agujas, incoloro, olor fuerte parecido al de la creosota, sabor cáustico y ácre, su densidad 1,06, poco soluble en el agua, á pesar de lo cual es deliquescente, muy soluble en el alcohol, en el éter, en la glicerina, en los aceites volátiles y fijos, en el ácido acético cristalizable, etc.; se funde entre 35° y 40° y hierve á 187°; produce sobre el papel manchas como de grasa, que desaparecen pronto. Como todos los fenoles, funciona unas veces cual si fuera un alcohol y otras como un ácido débil; no enrojece las tinturas vegetales azules, ni descompone los carbonatos, pero con las bases forma fenatos; es combustible, ardiendo con llama fuliginosa, y bastante venenoso. Con el cloro y el bromo dá derivados clorados y bromados por substitución, que son compuestos ácidos; á la temperatura ordinaria no se altera en contacto del oxígeno, pero á una temperatura elevada se quema en él; el potasio y el sódio le atacan con dificultad á no ser en caliente, formando un fenato y desprendiendo hidrógeno. El ácido nítrico dá tres derivados nitrados con el fenol, por substitución de uno, dos ó tres átomos de

su hidrógeno por otras tantas moléculas de nitrilo; estos tres derivados son los ácidos *nitrofénico* ($C_6H_5(NO_2)'O$), *binitrofénico* ($C_6H_4(NO_2)_2O$) y *trinitrofénico* ó *ácido pícrico* ($C_6H_3(NO_2)_3O$); de ellos este último es el mas importante y se estudiará como apéndice al fenol; calentado con ácido sulfúrico y ácido oxálico durante 24 horas á 120° , se transforma en una masa espesa que tratada por agua hirviendo cede á esta un compuesto llamado *ácido rosólico* ($C_{20}H_{41}O_5$) y también *aurina* ó *coralina amarilla*, cuando está purificado, que cristaliza por enfriamiento. El amoniaco líquido no le disuelve, pero añadiendo al ácido fénico unas gotas de amoniaco y luego hipoclorito cálcico, toma color azul; el amoniaco gaseoso es absorbido por el fenol para formar la fenilamina ó *anilina*, con separación de agua:



el pentacloruro de fósforo le transforma en *cloruro de fenilo* ó *éter fenilclorhídrico* (ClC_6H_5) y el pentasulfuro, en *sulfhidrato de fenilo* ó *sulfo-fenol* ($C_6H_5, SH = C_6H_6S$). Coagula la albúmina y obra como un veneno sobre los fermentos figurados.

1231. Preparación.—Se extrae de los productos de la destilación seca de las breas de la hulla, transformándole en un fenato alcalino que se purifica por repetidas cristalizaciones y que se descompone despues por un ácido, como el sulfúrico ó el clorhídrico. Para purificar el fenol del comercio se lava con agua, se le trata con cloruro cálcico y se le destila, recogiendo solo lo que pasa entre 186° y 188° ; cristaliza por enfriamiento.

Se le ha obtenido sintéticamente transformando la benzina en ácido fenilsulfuroso (**1082**), este en fenilsulfito bórico primero y potásico despues y este por último en fenato potásico, que tratado por ácido clorhídrico se transforma en cloruro potásico y fenol.

1232. APLICACIONES.—Se emplea en Medicina como cáustico, como antiséptico para conservar las sustancias orgánicas y como desinfectante; se le emplea en la preparación de ciertas materias colorantes.

1233. Ácido pícrico.— $C_6H_3(NO_2)_3'O = C_6H_3O_7N_3$.—Fué descubierto en 1788 por Hausman; despues Welter le dió á conocer como sustancia tintórea y recordando su sabor se le dió el nombre de *amargo de Welter*; fué llamado por Liebig *ácido pícrico* (ácido amargo) y se le conoce además con los de *ácido nitro-pícrico* ó *carboazóico*, *ácido trinitrofénico*, *trinitrofenol* y otros varios.

Cristaliza en prismas ó en escamas de color amarillo claro y brillante, de sabor amargo intenso, poco soluble en el agua fria á la

Para prepararla se desecan los líquenes de las familias mencionadas, se pulverizan y el polvo se mezcla con la mitad de su peso de carbonato potásico y con orina en cantidad suficiente para formar una masa blanda que entra pronto en fermentación desarrollándose la materia colorante; cuando esta es ya muy intensa se añade creta que mezclada perfectamente forma una pasta que se divide en fragmentos prismáticos (*pasta de tornasol*), que es la que tratada por agua cede á esta la materia colorante constituyendo la *tintura de tornasol*.

La tintura de tornasol es muy usada en los laboratorios como reactivo y con ella se preparan los papeles de tornasol (azul y rojo) para lo cual no hay mas que introducir en dicha tintura azul ó enrojecida por un ácido, tiras de papel absorbente que después se desecan.

1235. Fenoles tridínamos.—El único que se mencionará es el *fenol piro-agállico*, *piro-agallol* ó *ácido piro-agállico* ($C_6H_6O_3$) descubierto en 1831 por Braconnot; cristaliza en agujas blancas, de sabor amargo, soluble en el agua, fusible á 145° y hierve á 210° , sus disoluciones absorben rápidamente el oxígeno del aire en presencia de la potasa tomando color oscuro, hecho que se utiliza para hacer el análisis del aire por el procedimiento de Liebig (pág. 204); reduce las sales de oro y de plata por lo cual se le utiliza en fotografía y dá con una lechada de cal una coloración roja. Se le obtiene sometiendo el ácido agállico á 210° , pierde anhídrido carbónico y se transforma en fenol piro-agállico.

QUINONES.

1236. Su constitución.—Son cuerpos que se producen deshidrogenando los fenoles, por lo cual se les considera como aldehídos de dichos cuerpos. El tipo de ellos es el *quinón* ($C_6H_4O_2$) cuerpo descubierto por Woskresenski en 1838, sustancia sólida, soluble en el agua, en el alcohol y en el éter, fusible á 100° y que con los cuerpos reductores se hidrogena transformándose en *hidroquinón*. Se obtiene oxidando el ácido *quinico* por una mezcla de manganesa y ácido sulfúrico; se forma también oxidando la benzina por el ácido clorocrómico.

Hay quinones de función mixta, es decir, que funcionan como quinón y fenol, de los cuales debe mencionarse la *alizarina* ó *dioxiantráquinón* ($C_{14}H_8O_4$) descubierta en 1826 por Robiquet y Collin en la raíz de la *rubia tinctorium* en la que existe un ácido llamado *ruberytrico* que se desdobra por la acción de un fermento ó de los ácidos en glucosa y *alizarina*. Esta cristaliza en agujas de color amarillo-rojizo, muy poco soluble en el agua fría, más soluble en la caliente, en el alcohol y en la benzina; el ácido sulfúrico la disuelve también tomando color rojo de sangre, se funde á unos 215° y se volatiliza á 240° , con la alúmina y con el óxido férrico forma compuestos insolubles ó lacas empleadas en tintorería.

Se prepara la alizarina tratando el antraquinón bibromado por la potasa; en la industria se hace esta preparación tratando el *antraquinodisulfito potásico* por la potasa.

La raíz de rubia se emplea como materia colorante, para lo cual se la reduce á polvo y tamiza, se la coloca en toneles y lentamente va formándose la alizarina en virtud de la fermentación antes mencionada. La garancina se obtiene

tratando la raíz de rubia por ácido sulfúrico, primero á la temperatura ordinaria y luego á 100°; se carbonizan algunas sustancias y el carbón sulfúrico obtenido, se lava perfectamente; tiene una intensidad colorante cuatro veces mayor que la raíz.

ÁCIDOS ORGÁNICOS.

Generalidades.

1237. HISTORIA.—Desde muy antiguo se observó que muchos materiales orgánicos, como el vinagre, ciertos frutos, etc., contenían sustancias cuyos caracteres eran análogos á los de los ácidos minerales, á las que se dió el nombre de *ácidos orgánicos*; su constitución se asimiló á la de aquellos con la sola diferencia de que así como de los ácidos minerales se decía que eran óxidos de un radical simple, de los orgánicos se dijo que lo eran de un radical compuesto. Muy pronto surgieron divergencias entre los químicos acerca de la naturaleza de este radical, al que unos, como Berzelius y sus partidarios suponían constituido solo de carbono é hidrógeno, y otros como Wöhler, Liebig, etc., admitieron que además era oxigenado, hecho que generalizado por Gerhardt le permitió establecer la distinción de los radicales en positivos y negativos, según que están constituidos solo por carbono é hidrógeno ó que contengan además oxígeno, perteneciendo á estos últimos los de los ácidos orgánicos.

1238. Definición y divisiones.—Ya se dijo (101) que *los ácidos son compuestos hidrogenados, cuyo hidrógeno puede ser sustituido en parte ó totalmente por los metales para formar sales*. Se ha visto además que esta sustitución se hace unas veces directamente, es decir, actuando el metal sobre el ácido y desprendiéndose hidrógeno y otras reaccionando los ácidos con los hidratos básicos, dando lugar á la separación de agua y formándose la sal correspondiente. Los ácidos orgánicos corresponden á la fórmula general $R_x H_z O_y$ (101) en la que R está siempre representado en ellos por el carbono. Algunas veces se les representa por un símbolo abreviado que es la inicial de su nombre ó ésta unida á otra letra del mismo, para diferenciar los que tienen una misma inicial, y encima de esta un guión; así por ejemplo se representa abreviadamente el ácido acético por $\bar{A}$, el benzóico $\bar{B}_z$, etc.

Serán *monodínamos*, *didínamos*, *tridínamos*, etc., según que se refieran al tipo agua sencillo ó al bi, tri, etc., condensado, y serán *monobásicos*, *bibásicos*, *tribásicos*, etc., según que contengan uno, dos, tres, etc., de hidrógeno básico.

Se derivan de los alcoholes monodínamos y polidínamos, los cuales para convertirse en aquellos no tienen más que perder hidrógeno y ganar en cambio una cantidad equivalente de oxígeno, sustitución que se verifica en el radical hidrocarbonado, que de esta manera pasa de positivo á negativo, comunicando este carácter á los cuerpos resultantes.

1239. Nomenclatura.—El nombre específico de los ácidos orgánicos se forma tomando como raíz una palabra que indique el origen del ácido, la acción que le originó ó cualquiera otra circunstancia del mismo, dándole la terminación *ico*; así se llama *fórmico* al que existe en ciertas hormigas (*formica*), *acético* al del vinagre (*acetum*), *oxálico* al de las acederas (*oxalis acetosella*). A los que resultan de la acción del calor sobre ciertas sustancias ó sobre otros ácidos, se les antepone la partícula *piro*, ejemplos: *ácidos piro-cítrico*, *piro-mecónico*, y si son dos los que se forman por la misma acción, á uno de ellos se le antepone la partícula *meta*, ejemplo: *ácidos piro-tartárico* y *meta-tartárico*, ó se cambia de lugar alguna sílaba del nombre del ácido primitivo, como *ácido coménico*, derivado del *ácido mecónico*, ó se interpone alguna letra entre las del nombre de aquél, como *ácido maléico*, derivado del *málico*. Cuando dos ácidos son isómeros se distinguen anteponiendo al nombre de uno de ellos la partícula *para*, como *ácido para-tartárico*. Esta misma partícula se emplea para diferenciar los nombres de muchas sustancias isómeras.

1240. Estado en la naturaleza.—Los ácidos orgánicos son naturales unos y artificiales otros; los primeros existen formados en los seres orgánicos vegetales (ácidos acético, oxálico, cítrico) y animales (ácidos fórmico, oxálico, úrico), unas veces en estado de libertad y otras formando sales y otros derivados.

1241. Propiedades físicas.—La mayor parte son sólidos y cristalizables, pero les hay también amorfos; algunos son líquidos, como el fórmico, el acético, el valeriánico, el pelargónico, etc.; por regla general son incoloros sobre todo los no nitrogenados, algunos tienen colores intensos, como el ácido picrico (**1233**); muchos son inodoros, otros tienen olores diversos y característicos, como el acético, el valeriánico, etc.; su sabor es variado, fuertemente agrio el de unos, amargo el de otros y los hay insípidos.

Unos son solubles en el agua y otros insolubles, existiendo cierta relación entre la solubilidad y su peso molecular que por regla gene-

ral están en razón inversa, es decir, que son menos solubles cuanto mayor es su peso molecular; ejemplo de ello se tiene en los ácidos grasos que le tienen bastante elevado y que son insolubles en el agua; por el contrario los ácidos fórmico, oxálico, tartárico, etc., de poco peso molecular, son solubles; algunos se disuelven en el alcohol y en otros vehiculos neutros.

Unos son fijos y otros volátiles, existiendo alguna relación entre la cantidad de oxígeno que contienen y su mayor ó menor volatilidad; á temperaturas suficientemente elevadas se descomponen por la acción del calor dando origen á diversos productos entre los que suele hallarse, cuando el ácido es polibásico, otro ácido *pirogenado* de fórmula más sencilla y que difiere del primitivo en una ó más moléculas de agua (*ácidos málico y maléico*), de anhídrido carbónico (*ácidos mecónico y coménico*) ó de ambos cuerpos á la vez (*ácidos tartárico y pirúvico*). Algunos desvían el plano de polarización de la luz, como le sucede al ácido tartárico

1242. Propiedades químicas.—La energía química de los ácidos orgánicos es tanto mayor cuanto menor es su peso molecular, hecho que se explica teniendo en cuenta que se les puede suponer constituidos por la unión de un grupo molecular activo (CO_2H)' y de otro hidrocarbonado, inactivo; si este último no es muy grande, en cuyo caso el peso molecular será pequeño, el ácido será relativamente enérgico, pero si por el contrario la parte inactiva es grande, la molécula del ácido será poco enérgica.

Los cuerpos halógenos actúan sobre los ácidos orgánicos dando derivados por sustitución que son á su vez ácidos de la misma basicidad que el primitivo y en los que no se descubre el cuerpo halógeno interin no se destruye la molécula del ácido *clorado, bromado ó yodado*.

Algunos son lo suficientemente enérgicos para atacar á ciertos metales como lo hacen los inorgánicos, desprendiéndose hidrógeno y formándose la sal correspondiente.

Los ácidos minerales actúan sobre los orgánicos modificando su molécula, modificación que se explica por el caracter oxidante, deshidratante, etc., del ácido mineral y que es un caso particular de la que ejercen sobre todas las sustancias orgánicas (pág. 506). El ácido sulfúrico obra deshidratándoles y produciendo sus anhídridos, ó lo que es más frecuente, su descomposición; otras veces funciona con ellos como un oxidante desprendiéndose los productos de dicha oxidación

y además gas sulfuroso; otras veces produce derivados por sustitución que se llamaron ácidos sulfocoplados (*ácido sulfobenzóico*).

El ácido nítrico actúa sobre ellos como un oxidante enérgico originando ya ácidos con mayor cantidad absoluta ó relativa de oxígeno ó ya quemando completamente los elementos del ácido orgánico, que se transforma en agua y anhídrido carbónico; otras veces produce fenómenos de sustitución formándose derivados nitrados (*ácido nitrobenzóico*).

Con las bases forman los ácidos orgánicos las sales correspondientes; en algunos casos la acción de las bases, sobre todo las enérgicas origina metamorfosis interesantes; calentados con potasa ó sosa cáusticas se transforman en otros de constitución más sencilla, que se combinan con dichos álcalis; así por ejemplo, calentando el ácido tartárico con hidrato potásico ó sódico se desdobra en los ácidos oxálico y acético; destilados con barita ó cal se descomponen formándose ácido carbónico que se combina con aquellas y desprendiéndose varios productos volátiles entre los que hay acetonas y ciertos hidrocarburos.

Los cuerpos clorurantes, como los clóridos fosforoso y fosfórico y el oxicloriguro de fósforo, actúan sobre los ácidos orgánicos produciendo un *cloriguro del radical del ácido*; de una manera análoga lo hacen los compuestos correspondientes del bromo y del yodo con el fósforo. De estos derivados de los ácidos se dará una idea general más adelante.

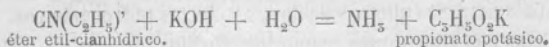
1243. Procedimientos para obtener los ácidos orgánicos.—Los que existen formados en la naturaleza se les extrae de los materiales que les contienen por uno de los medios que se dieron á conocer en la análisis inmediata (pág. 511) que aplicados á este caso particular se hallan condensados en el cuadro siguiente:

Los ácidos orgánicos naturales son.....	volátiles	sólidos... Por sublimación.	
		y	
	y	líquidos...}	tratando una sal de potasio por el ácido sulfúrico.
			— de plomo por el id. ó el sulfhídrico
	fijos.....	solubles.. }	— de calcio por ácido sulfúrico.
			— de plomo por id. ó el sulfhídrico.
		e insolubles. }	— de calcio por ácido clorhídrico.
			— de potasio por ácido clorhídrico ó por el sulfúrico.

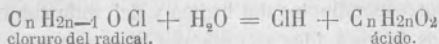
Artificialmente se obtienen muchos ácidos orgánicos, bien por los agentes de metamorfosis, bien por procedimientos sintéticos; entre los

primeros los que generalmente se utilizan son los cuerpos oxidantes, como los ácidos nítrico, crómico, la mezcla de ácido sulfúrico y manganesa ó bióxido de plomo, etc. También por la acción del cloro, de los álcalis y de los fermentos se modifican algunos ácidos ó ciertas sustancias neutras originándose ácidos ya iguales á los naturales, ya diferentes de estos.

SÍNTESIS DE LOS ÁCIDOS ORGÁNICOS.--Los procedimientos sintéticos mas generalmente empleados son: la oxidación de los alcoholes, (**1091**) de los glicoles, de las glicerinas, etc. y de los aldehidos (**1111**) en cuya oxidación se forman los ácidos correspondientes á cada alcohol ó aldehido: tambien se producen calentando los éteres cianhídricos con disoluciones alcohólicas de potasa, en cuya reacción se desprende amoniaco y se forma una sal de potasio del ácido correspondiente al alcohol homólogo superior á aquel de que procede el éter; así por ejemplo, el éter cianhídrico del alcohol metílico, dá acetato potásico, el del alcohol etílico, propionato de potasio, etc.:



Tratando por agua los cloruros de los radicales de los ácidos se produce ácido clorhídrico y el ácido correspondiente:



Reacciones análogas originan los bromuros y yoduros de dichos radicales.

1244. Clasificación de los ácidos orgánicos.--Derivándose de los alcoholes, segun se ha dicho, se clasifican como estos en *mono*, *bi*, *tetra*, *penta* y *hexadinamos*; á cada série de alcoholes corresponderá por lo tanto otra de ácidos.

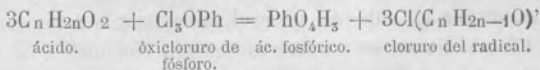
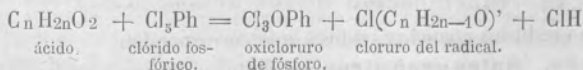
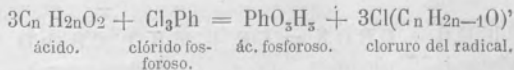
1245. APLICACIONES.--De los numerosos ácidos orgánicos que se conocen algunos han recibido aplicaciones en los laboratorios como reactivos, en la industria, en las artes y hasta en la economía doméstica; la Medicina emplea muchos de ellos como medicamentos.

1246. Cloruros de radicales de ácidos.--Son los cuerpos resultantes de la sustitución del oxhidrilo de los ácidos por el cloro; tambien se les puede considerar como derivados de la sustitución del hidrógeno del ácido clorhídrico por el radical de un ácido. Estos compuestos tienen por lo tanto la misma relación con los ácidos, que los éteres clorhídricos con los alcoholes respectivos; aquellos son cloru-

ros de radicales positivos, estos lo son de radicales negativos; se nombran con la palabra genérica *cloruro* y otra específica que es el nombre del radical del ácido, ejemplo: *cloruro de acetilo*. Ya en la Química inorgánica se mencionaron algunos compuestos análogos, es decir, cloruros de los radicales de los ácidos minerales, como el cloruro de tionilo (284) y el de sulfurilo (285), el cloruro de nitrilo (428) etc.

Estos cuerpos son líquidos, incoloros, de olor repugnante, volátiles, insolubles en el agua, que les descompone rápidamente como á los cloruros de los ácidos inorgánicos, produciéndose ácido clorhídrico y el ácido correspondiente (pág. 612) al radical del cloruro; á esto es debido el que emitan humos blancos de ácido clorhídrico en contacto del aire húmedo; el hidrógeno naciente les transforma en aldehidos primero y en alcoholes despues, con los álcalis minerales dan cloruro alcalino y una sal del ácido correspondiente al radical del cloruro, con las sales alcalinas originan los anhídridos de los ácidos respectivos; en general, la facilidad con que verifican reacciones por doble cambio con otros cuerpos hace que se les utilice con ventaja en la preparación de ciertas sustancias, como los éteres compuestos, las amidas, etc.

Se preparan por la acción de ciertos cuerpos clorurantes, como los dos cloruros de fósforo, el oxícloruro de este mismo cuerpo etc., sobre los ácidos ó sobre sus sales alcalinas:



También pueden prepararse por la acción del cloro sobre los aldehidos correspondientes.

Se clasifican como los ácidos respectivos.

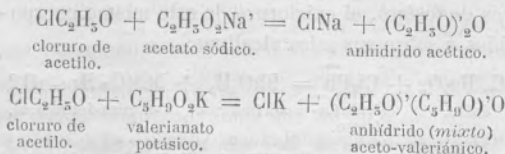
Los demás cuerpos halógenos forman los compuestos correspondientes con los radicales de los ácidos.

1247. Anhídridos de ácidos orgánicos.—Se dá este nombre á los cuerpos resultantes de la sustitución del hidrógeno básico de los ácidos por el radical del mismo ácido ó de otro diferente; en

el primer caso el anhídrido será *simple*, en el segundo será *mixto* ó *doble* (1). Estos anhídridos, como los de los ácidos inorgánicos, se diferencian del ácido respectivo en una ó mas moléculas de agua. Su nomenclatura es la misma que la de los anhídridos inorgánicos, así se dice *anhídrido acético*, *benzólico*, *aceto-valérico*.

La mayor parte son líquidos, algunos sólidos, de olor picante, insolubles ó muy poco solubles en el agua, solubles en el éter, volátiles sin descomposición los simples, los mixtos se desdoblan por el calor en los dos anhídridos que les forman, no ejercen acción sobre el papel azul de tornasol, el hidrógeno naciente les transforma en ácido y en alcohol, por la acción del cloro dan cloruro del radical del ácido respectivo y ácidos clorados, el agua les transforma en ácidos y lo mismo los álcalis, en contacto del amoniaco dan amidas, con los alcoholes forman éteres compuestos, con los cloruros de fósforo se convierten en cloruro del radical del ácido y con el persulfuro de dicho cuerpo se transforman en anhídridos sulfurados.

Como se ha dicho antes (1246) estos cuerpos se forman por la acción del cloruro de radical de un ácido sobre una sal alcalina del mismo ácido ó de otro diferente; en el primer caso resulta un anhídrido simple, en el segundo un anhídrido mixto ó doble:



Se clasifican como los ácidos á que corresponden.

1248. Sales orgánicas.—Cuanto se dijo en la Química inorgánica respecto á las sales en general, es aplicable á las orgánicas, las que además tienen los caracteres que son comunes á las sustancias orgánicas.

Las sales orgánicas pueden resultar de la sustitución del hidrógeno básico de los ácidos orgánicos por los metales, y se nombran como las inorgánicas, ó de la unión de un ácido mineral ú orgánico con una base orgánica y se nombran como aquellas en cuanto al nombre ge-

(1) La historia de estos cuerpos ofrece un detalle curioso cual es el de haber sido su descubridor Gerhardt que algún tiempo antes había negado la posibilidad de obtenerlos.

nérico y el específico le forma el nombre de la base orgánica, algunas veces dándola la terminación *ico*, ejemplos: *acetato de plomo* ó *plúmbico*, *benzoato cálcico* ó *de calcio*, *oleato sódico* ó *de sodio*; *sulfato de quinina* ó *quinico*; *acetato de morfina* ó *mórfico*.

Ácidos monodínamos.

1249. Definición.—Se derivan de los alcoholes monodínamos por sustitución de dos átomos de hidrógeno del radical por uno de oxígeno, ó lo que es lo mismo, resultan de reemplazar la mitad del hidrógeno de una molécula de agua por un radical monovalente de un ácido orgánico.

1250 Estado en la naturaleza. Muchos de estos ácidos existen ya formados en la naturaleza, unos libres, como el fórmico, y otros combinados, como el acético y el esteárico.

1251. Propiedades.—No conteniendo estos ácidos mas que un átomo de hidrógeno básico ó metálico, ó si se quiere una molécula de oxhidrilo, cuyo hidrógeno pueda ser reemplazado por los metales, todos serán monobásicos; por la misma razón no podrán formar mas que una série de éteres, que siempre serán neutros y un solo cloruro de su radical; como no contienen los elementos de una molécula de agua sinó de oxhidrilo, para deshidratarles y obtener sus anhídridos será necesario que intervengan dos moléculas de ácido, de la misma manera que para obtener los éteres ó anhídridos de los alcoholes monodínamos (pág. 544) es necesario que intervengan dos moléculas de estos.

Las demás propiedades de los ácidos monodínamos son las que se han consignado para los ácidos en general.

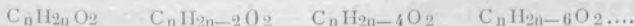
1252. Preparación.—Se preparan por oxidación de los alcoholes monodínamos ó de los aldehidos correspondientes; por la acción del anhídrido carbónico ó del cloruro de carbonilo sobre los compuestos órgano-metálicos de ciertos metales, como los alcalinos, el zinc, etc; hidratando los éteres cianhídricos de los alcoholes monodínamos por los ácidos ó por la bases, etc.

1253. Clasificación.—Como á cada alcohol monodínamo corresponde un ácido monoatómico, á cada série de aquellos corresponderá otra série de estos; los términos de dichas séries no se diferenciarán mas que en tener los de las segundas dos átomos menos de hidrógeno y uno mas de oxígeno:

Séries de alcoholes monodínamos.



Séries de ácidos monodínamos.



Los ácidos comprendidos en estas séries son muy numerosos, pera sobre todo los correspondientes á la primera, segunda, quinta y sexto,

que son los mejor estudiados. No permitiendo los estrechos límites de una obra elemental estudiar todos ellos, se expondrán solo los mas importantes, haciendo breves indicaciones de otros que ofrecen algún interés teórico ó práctico.

1254. Ácidos monodínamos de la primera série.— $C_n H_{2n} O_2$. Ha recibido el nombre de *série grasa* porque comprende muchos ácidos que existen en la naturaleza constituyendo éteres de la glicerina, cuya mezcla forma las grasas naturales (**1164**); es la más numerosa de todas y comprende ácidos muy importantes.

Los primeros términos de esta série son líquidos, los términos superiores sólidos; aquellos tienen olores fuertes y desagradables, son solubles en el agua y volátiles, pero á medida que va aumentando su peso molecular van perdiendo la cualidad de tener olor y van disminuyendo su solubilidad y su volatilidad; sometidos á la destilación seca se descomponen dando entre otros productos, acetonas; con el cloro y el bromo y con el ácido sulfúrico dan derivados por sustitución, como por ejemplo, los ácidos cloro-acéticos, el cloro-propiónico, el sulfo-acético, etc.; con el agua forman hidratos y con el cloruro cálcico dan compuestos cristalinos en los que el ácido hace las mismas veces que el agua de cristalización.

Los ácidos comprendidos en esta série son los siguientes:

Nombres.	Fórmulas.	Alcoholes de que se derivan.
Acido fórmico.. . .	CH_2O_2	Alcohol metílico. . CH_4O
— acético. . . .	$C_2H_4O_2$	— etílico. . . C_2H_6O
— propiónico.. . .	$C_3H_6O_2$	— propílico. . C_3H_8O
— butírico.. . .	$C_4H_8O_2$	— butílico.. . $C_4H_{10}O$
— valerianico.. . .	$C_5H_{10}O_2$	— amílico.. . $C_5H_{12}O$
— capróico. . . .	$C_6H_{12}O_2$	— capróico. . $C_6H_{14}O$
— cenántico. . . .	$C_7H_{14}O_2$	— cenántico.. $C_7H_{16}O$
— cáprico. . . .	$C_8H_{16}O_2$	— caprílico. . $C_8H_{18}O$
— pelargónico. . .	$C_9H_{18}O_2$	»
— rútico. . . .	$C_{10}H_{20}O_2$	»
— láurico. . . .	$C_{12}H_{24}O_2$	»
— coccínico. . . .	$C_{15}H_{26}O_2$	»
— mirístico. . . .	$C_{14}H_{28}O_2$	»
— palmítico. . . .	$C_{16}H_{32}O_2$	— etálico.. . $C_{16}H_{34}O$
— esteárico. . . .	$C_{18}H_{36}O_2$	»
— arágnico. . . .	$C_{20}H_{40}O_2$	»
— cerótico.. . .	$C_{27}H_{54}O_2$	— cerílico.. . $C_{27}H_{56}O$
— melísico. . . .	$C_{30}H_{60}O_2$	— mirícico. . $C_{30}H_{62}O$

ÁCIDO FÓRMICO, $=CH_2O_2$.

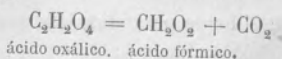
Peso molecular..... 46.

1255. HISTORIA.—Este ácido fué descubierto en 1760 por Fischer que le confundió con el acético.

1256. Estado en la naturaleza.—Existe en las hormijas rojas y en ciertos líquidos y tejidos de la economía animal y vegetal.

1257. Propiedades.—Es líquido, incoloro, de olor picante, mas denso que el agua (1,22) y muy soluble en esta, á $+8^{\circ},6$ cristaliza y á 100° hierve, es muy reductor y corrosivo, produciendo cuando se le coloca sobre la piel, ampollas dolorosas que dejan cicatrices indelebiles, arde con llama azulada, el cloro le transforma en ácido clorhídrico y anhídrido carbónico, los oxidantes, en este mismo anhídrido y agua, debido á lo cual reduce algunas sales metálicas, como las de oro, plata, mercurio, y platino, el ácido sulfúrico le deshidrata desprendiendo óxido de carbono, en el último período de la reacción se produce anhídrido carbónico é hidrógeno. Los metales reemplazan á un átomo de hidrógeno de este ácido para formar las sales respectivas, llamadas *formiatos* (CHO_2M), que son solubles en el agua, escepto el de plomo que no se disuelve sino en agua hirviendo.

1258. Preparación.—Se prepara por los métodos generales indicados y además oxidando algunas sustancias orgánicas, como el almidón ó el azúcar, por medio del bióxido de manganeso y el ácido sulfúrico. Hoy se utiliza para esta preparación el desdoblamiento del ácido oxálico bajo la influencia de la glicerina, en anhídrido carbónico y ácido fórmico:



1259. APLICACIONES.—Sé emplea alguna vez, aunque muy rara en Medicina.

ÁCIDO ACÉTICO.— $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

Peso molecular. 60.

1260. HISTORIA.—El *vinagre*, cuya acidez es debida á este ácido, es conocido desde la mas remota antigüedad; los alquimistas conocieron el *vinagre radical*; el ácido acético puro y cristizable se obtuvo por primera vez en 1786 por Wertendorff y Lowitz; su síntesis la efectuó Melsens en 1845.

1261. Estado en la naturaleza.—Existe ya libre, ya unido á las bases, aunque en pequeña cantidad, en la sávia de algunas plantas y en diversos líquidos y tejidos de la economía animal, como el sudor, el líquido de ciertas glándulas y músculos, en la sangre de los leucémicos, etc.

1262. Propiedades físicas.—Se presenta en estado líquido, incoloro, olor fuerte y sofocante, sabor muy ágrío, su densidad 1,063, es muy ávido de agua apoderándose de la humedad atmosférica, se mezcla con aquella en todas proporciones y estas mezclas van aumentando de densidad hasta que llegan á la de 1,073 que corresponde á una molécula de agua para una de ácido volviendo después á disminuir, por lo que no se las puede graduar con los areómetros como á otros ácidos; á la temperatura de $+17^{\circ}$ se solidifica transformándose

mente se verifica por la intervención de un fermento organizado (*mycoderma aceti*) que existe en lo que se llama madre del vinagre y que actúa sobre los líquidos alcohólicos (vinos, cervezas etc.) en presencia del aire y de 20° á 40°.

Cuando se quiere activar la acetificación del alcohol de dichos líquidos se suele emplear en la industria un tonel (fig. 139) en cuya tapa

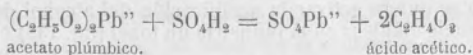


Fig. 139.—Tonel para la acetificación del alcohol.

superior hay una abertura por donde se vierte el líquido alcohólico, que muchas veces es una mezcla de aguardiente, agua y una sustancia albuminoidea, como zumos de remolacha ó de palatas, que sirve para favorecer el desarrollo del fermento; el líquido pasa gota á gota por los agujeros practicados en un fondo doble que tiene el tonel en la parte superior y en forma de lluvia cae sobre trozos de haya, contenidos en el interior de aquel é impregnados previamente de vinagre fuerte, que ofrecen una gran superficie para que actúe el oxígeno del aire; en la parte inferior hay una série de orificios *o* por los que circula el aire en el interior del tonel, corriente de aire que se favorece por tubos *T* á manera de chimenea que salen de la tapa; por otro fondo con agujeros gotea el líquido, que se extrae por una llave, convertido en vinagre ó ácido acético diluido.

Se obtienen grandes cantidades de ácido acético sometiendo á la destilación seca las maderas en aparatos convenientemente dispuestos; los productos de esta destilación están formados por gases y por vapores de sustancias líquidas; los gases se les hace llegar al hogar para que sirvan de combustible; los vapores se condensan en un gran serpentín enfriado por una corriente de agua, resultando una parte acuosa y breas, que destilándola nuevamente para separar la mayor parte de estas, las primeras proporciones que destilan contienen el alcohol metílico (1095) y las siguientes el ácido acético, que se neutraliza con cal para formar acetato cálcico que se transforma después en acetato de sodio por medio del sulfato sódico, se filtra para separar el sulfato de calcio y concentrando los líquidos cristaliza el acetato sódico impurificado por algo de brea que le dá color oscuro; se le purifica sometiéndole durante algún tiempo á la temperatura de 250° á la cual se carbonizan las materias breosas y no se altera la sal; disuelta en agua y cristalizada nuevamente se la obtiene bastante pura; desecada y tratada por el 60 % de su peso de ácido sulfúrico de 66°, se separa por destilación ó por congelación el ácido acético.

En los laboratorios se suele preparar el ácido acético cristalizante tratando el acetato plúmbico por el ácido sulfúrico ó por el sulfato ácido de potasio; se forma el sulfato plúmbico ó una mezcla de este sulfato y el de potasio, y el ácido acético se desprende:



Se coloca la mezcla del acetato y el ácido en una retorta (fig. 140) que comunica ya directamente, ya por el intermedio de una alargada

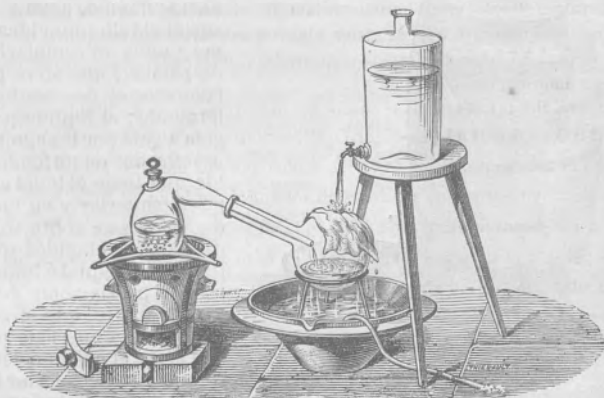
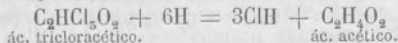


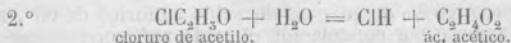
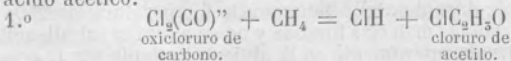
Fig. 140.—Preparación del ácido acético cristalizante.

dera ó del refrigerante de Liebig, con un recipiente enfriado para que el ácido vaya cristalizando á medida que se condensa.

SÍNTESIS DEL ÁCIDO ACÉTICO.—Se ha conseguido sintetizarle por varios procedimientos, uno de ellos debido á Melsens, consiste en tratar el ácido tricloro-acético, obtenido también sintéticamente, por el hidrógeno naciente desprendido por la acción de la amalgama de sodio:



Otro es el fundado en la acción del oxiclorigenato de carbono sobre el carburo tetrahídrico (gas de los pantanos); se forman ácido clorhídrico y clorigenato de acetilo, que tratado por agua dá ácido clorhídrico y ácido acético:



1265. APLICACIONES.—El ácido acético cristalizable y el concentrado, se emplean en los laboratorios como reactivo y como disolvente de ciertas sustancias; la Medicina hace uso también de dicho ácido; en la industria, en las artes y en la economía doméstica se utilizan los vinagres para gran número de aplicaciones; por eso tiene interés práctico su estudio.

VINAGRES.—Son el resultado de la fermentación acética del vino y de otros líquidos alcohólicos; deben su acidez al ácido acético. Las demás cualidades de los vinagres dependen de la naturaleza del líquido de que proceden y del sistema empleado para su fabricación; su riqueza en ácido acético suele ser en los vinagres naturales de un 4 ó 5 % y se determina por diversos procedimientos acidimétricos, que constituyen la parte de la volumetría llamada *acetimetría*. Se suelen adulterar con varias sustancias, entre las que figuran en primer término ciertos ácidos minerales, como el sulfúrico y el clorhídrico, cuyo objeto es aumentar su acidez.

Ya se ha dicho (**1264**) cómo se obtiene por la acetificación de los líquidos alcohólicos.

1266. Acetatos— $C_2H_3O_2M'$.—Son las sales resultantes de la sustitución del hidrógeno básico del ácido acético por los metales. Hay acetatos neutros, ácidos y básicos; los ácidos están formados por la unión de un acetato neutro con una ó más moléculas de ácido, que algunos suponen hace en ellos el mismo papel que el agua de cristalización; los básicos resultan de la unión del acetato neutro con los hidratos metálicos.

Son casi todos solubles en el agua, excepto los de molibdeno y tungsteno que son insolubles y el argéntico y el mercurioso, que son poco solubles; en cambio algunos son hasta delicuescentes; el calor les descompone transformándoles en carbonatos, en óxidos, en metal, ó en una mezcla de ellos, según la naturaleza del metal, desprendiéndose entre otros productos, acetona; los de los metales alcalinos sometidos á una corriente eléctrica se desdoblan en agua, anhídrido carbónico y el radical metilo.

Se preparan por la acción del ácido acético sobre los metales, sus óxidos ó sus carbonatos; algunos por doble descomposición.

Se caracterizan porque tratados por el ácido sulfúrico dejan en libertad ácido acético; con ácido sulfúrico y alcohol desprenden éter acético de olor característico agradable; calentados con *potasa* ó *sosa cáustica* y anhídrido arsenioso, desprenden *cacodylo* (**1085**) cuyo olor es aliáceo y repugnante; los solubles dan con el *nitrato de plata* un precipitado blanco cristalino de acetato argéntico, soluble en agua hirviendo; con el *nitrato mercurioso* dan precipitado blanco de acetato mercurioso; con el *cloruro férrico*, color rojo oscuro que se vuelve amarillo añadiendo ácido clorhídrico.

Algunos son muy importantes por las aplicaciones que reciben.

1267. Acetato potásico.— $C_2H_3O_2K'$.—Esta sal existe en la savia de muchos vegetales. Se presenta en forma de escamas blancas

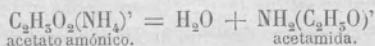
que se asemejan á las hojas de un libro (*tierra foliada de tártaro*), untuosas al tacto, es muy soluble en el agua y muy deliquescente, soluble en el alcohol é insoluble en el éter, se funde á 292° y no se descompone sino á temperaturas muy elevadas; calentada con potasa desprende formeno; el ácido acético le transforma en *biacetato potásico*. Se prepara tratando el carbonato potásico por el ácido acético y evaporando la disolución hasta sequedad.

Se emplea alguna vez en Medicina.

1268. Acetato sódico (*tierra foliada mineral, pirolignito de sosa*).— $C_2H_3O_2Na$.—Cristaliza en prismas oblicuos romboidales que contienen tres moléculas de agua y son algo eflorescentes, es incoloro, de sabor amargo y picante, soluble en el agua y en el alcohol poco concentrado, se funde á 319° sin descomponerse. Se prepara tratando el carbonato sódico por el ácido acético y evaporando la disolución para que cristalice. Es un producto intermedio de la obtención del ácido acético por la destilación de la madera (pág. 619).

Se emplea en los laboratorios como reactivo y en Medicina; es antiséptico por lo cual se le emplea para la conservación de sustancias alimenticias.

1269. Acetato amónico.— $C_2H_5O_2(NH_4)$.—Descubierto por Boerhaabe en 1732; es blanco, no tiene olor, soluble en el agua y en el alcohol; se funde á 89° y á mayor temperatura se descompone, transformándose en *acetamida*:



adicionándole ácido acético se transforma en *biacetato amónico*. Se prepara saturando el amoniaco por el ácido acético.

Se emplea en Medicina su disolución con el nombre de *espíritu de Minderero* que fué el que estendió su uso.

ACETAMIDA.— $NH_2(C_2H_5O) = C_2H_5ON$.—Esta sustancia fué preparada por primera vez en 1847 por Dumas; es sólida cristalina, incolora, se funde á 73° y destila á 222°; se prepara saturando de gas amoniaco el ácido acético cristalizable colocado en una retorta, destilando después y recogiendo lo que pasa á 222°.

1270. Acetato argéntico.— $C_2H_3O_2Ag$.—Cristaliza en láminas nacaradas, brillantes y flexibles, poco solubles en el agua y que se ennegrecen por la acción de la luz; se prepara por doble descomposición.

1271. Acetatos de cobre.—Se conoce un *acetato cuproso* ($C_2H_3O_2Cu$) poco importante, un *acetato cúprico neutro* y varios *acetatos cúpricos básicos*.

El *acetato cúprico neutro* (*cristales de Venus, verdete*) ($(C_2H_3O_2)_2Cu$) cristaliza en prismas oblicuos romboidales con una molécula de agua de cristalización, es de color verde azulado oscuro, de sabor metálico desagradable, soluble en el agua, más en la caliente, poco soluble en el alcohol, por la acción del calor comienza perdiendo el agua de cristalización, entre 240° y 280° se descompone desprendiéndose anhídrido carbónico, acetona y ácido acético y dejando un residuo de cobre

metálico muy dividido y pirofórico; el líquido azul obtenido en esta destilación seca, cuando se le destila de nuevo dá ácido acético incoloro mezclado con algo de acetona, que es lo que se conoce con el nombre de *vinagre radical*. Se prepara disolviendo el óxido cúprico en ácido acético; también por doble descomposición entre el acetato de plomo y el sulfato cúprico.

Los acetatos básicos de cobre mejor estudiados son el *bibásico*, el *sexquibásico* y el *tribásico*, cuya mezcla constituye el cuerpo conocido con el nombre de *verdete gris* ó *cardenillo*, en el que domina sobre todos el acetato bicúprico $((C_2H_5O_2)_2Cu'', CuO_2H_2, 5H_2O)$; este producto se prepara industrialmente en muchas localidades sometiendo láminas de cobre á la oxidación en presencia del ácido acético ó de sustancias que puedan producirle, como el orujo de la uva; trascurridas algunas semanas se raspan aquellas para separar el cardenillo, que se humedece con vinagre ó con agua acidulada por ácido acético, se coloca en moldes y se prensa para formar tortas ó bolas.

Disuelto el cardenillo en ácido acético y añadiendo á la disolución anhídrido arsenioso, se forma una sustancia de un hermoso color verde (*verde de Schweinfurt*) que se emplea en la pintura, cuya fórmula es $C_2H_5O_2(AsO_2)_3Cu_2$.

1272. Acetato neutro de plomo (*sal ó azúcar de Saturno*) $-(C_2H_5O_2)_2Pb''$.—Cristaliza en prismas romboidales apuntados que contienen tres moléculas de agua, transparentes, de sabor azucarado al pronto y estíptico despues, soluble en un poco de agua fria y en el alcohol y efflorescente; se funde á 75° y comienza á descomponerse á 100° perdiendo agua y algo de ácido acético transformándose en acetato sexquibásico, á temperaturas elevadas se descompone completamente desprendiendo anhídrido carbónico, agua y acetona y dejando un residuo que es una mezcla de protóxido de plomo y plomo metálico; la disolución de este acetato disuelve al óxido de plomo produciéndose acetatos básicos; como todas las sales de plomo es muy venenosa. Se prepara tratando el litargirio por el ácido acético ó exponiendo láminas de plomo á la oxidación en presencia de dicho ácido.

Se emplea en los laboratorios como reactivo, bastante en Medicina y en la industria para preparar el cromato de plomo (913) y el acetato aluminico.

1273. Acetatos básicos de plomo.—Los más importantes son: el *bibásico*, el *tribásico* y el *sexbásico*. El *bibásico* se prepara haciendo disolver el litargirio en una disolución de acetato neutro en proporciones convenientes y el *sexbásico* haciendo digerir el anterior ó el *tribásico* con un exceso de óxido de plomo ó tratando el *tribásico* por amoniaco.

ACETATO TRIBÁSICO Ó SUBACETATO DE PLOMO $((C_2H_5O_2)_2Pb, 2PbO, H_2O)$.—Cristaliza en agujas largas brillantes, blancas, muy solubles en el agua,

constituyendo su disolución, que es algo alcalina, el *extracto de Saturno*, insoluble en el alcohol, es el más estable de todos los acetatos básicos; su disolución se descompone por el ácido carbónico precipitándose carbonato plúmbico y quedando en disolución acetato neutro, en cuyo hecho se funda uno de los procedimientos para fabricar el albayalde (pág. 445) Se prepara haciendo digerir el masicot en una disolución de acetato neutro.

Se emplea en Química como reactivo y en Farmacia para preparar el medicamento conocido con los nombres de *agua blanca*, *agua vegetal*, *agua de Goulart* y otros, que no es mas que agua de pozo á la que se ha adicionado algo de la disolución de acetato triplúmbico, que produce abundantes precipitados blancos de sulfato, carbonato y cloruro de plomo.

1274. Acetato de aluminio.—Se prepara por doble descomposición entre el sulfato aluminico y el acetato plúmbico.

Se emplea como sustancia antiséptica y en tintorería como mordiente (1).

1275. Acetatos de hierro.—El *ferroso* ($(C_2H_3O_2)_2Fe^{II}$) cristaliza en agujas sedosas, incoloras y muy solubles en el agua, es muy poco estable porque absorbe fácilmente el oxígeno del aire transformándose en acetato férrico; se prepara tratando el hierro en limaduras, ó el sulfuro ferroso, por el ácido acético ó por doble descomposición entre el sulfato ferroso y el acetato plúmbico ó el bárico.

El *férrico* ($(C_2H_3O_2)_3Fe^{VI}$) no cristaliza, es de color rojo oscuro, soluble en el agua y en el alcohol; se altera fácilmente transformándose en acetato básico.

Se emplea en Medicina y en tintorería.

Los demás acetatos metálicos son menos importantes.

1276. Acetato de etilo (éter acético).— $C_2H_5O_2(C_2H_5)'$.—Este cuerpo descubierto en 1759, es líquido, incoloro, de olor etéreo muy agradable, de sabor urente, su densidad 0,97, poco soluble en el agua y mucho en el alcohol y en el éter, hierve á 77°, con el cloro dá varios derivados clorados, los ácidos clorhídrico, bromhídrico y el sulfúrico desalojan al ácido acético de este compuesto, el agua y en general los agentes hidratantes, le desdoblan en alcohol y ácido acético, con la potasa y la sosa dá el acetato correspondiente y alcohol y con el amoniaco, acetamida.

Se prepara destilando una mezcla de alcohol, ácido sulfúrico y ácido acético ó un acetato; el producto de la destilación se agita con cloruro cálcico, se decanta el éter y se le rectifica.

Se emplea en Medicina.

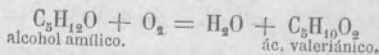
(1) Se hace una aplicación importante de un acetato aluminico básico que se produce mezclando dos disoluciones hechas con partes iguales de acetato plúmbico y sulfato aluminico potásico disueltos en las mismas cantidades de agua, para hacer impermeables ciertas prendas de vestir como los abrigos llamados *Waterproofs*, que impregnada la tela de que se fabrican en dicha disolución y secándola después al aire se cubre de una capa de subacetato aluminico impermeable al agua.

1277. Ácido propiónico.— $C_2H_5O_2$.—Fué descubierto en 1844 por Gottlieb; es líquido, incoloro, de olor parecido al del ácido acético, su densidad 0,996 á la temperatura ordinaria, es soluble en agua y en alcohol, por el frío cristaliza, hierve á 241° y dá bastantes derivados por sustitución. Se le obtiene abandonando á la fermentación durante un año una mezcla de azúcar, queso y creta; también, tratando el cianuro de etilo por la potasa (pág. 612).

1278. Ácido butírico.— $C_4H_8O_2$.—Descubierto por Chevreul en la manteca en la que existe en estado de butirina; es líquido, incoloro, huele á manteca rancia, su densidad 0,96, menos soluble en el agua que los anteriores y muy soluble en el alcohol y en el éter, el ácido nítrico le transforma en ácido succínico, forma sales solubles y cristalizables, siendo el butirato de calcio más soluble en frío que en caliente. Se forma en gran cantidad en la fermentación butírica de ciertas sustancias azucaradas, como el azúcar de caña ó el de uva, el engrudo de almidón, etc., á las que se añade creta y queso en putrefacción; se forma primero lactato de calcio que á su vez se descompone transformándose en butirato cálcico, que tratado por carbonato sódico pasa á butirato de sódio; este, descompuesto por ácido sulfúrico deja el butírico en libertad. El fermento que se desarrolla y origina esta acción es el *bacillus amylobacter* que según Van Tieghem puede transformar directamente á la glucosa en ácido butírico sin la transformación previa en ácido láctico.

1279. Ácido valeriánico— $C_5H_{10}O_2$.—También fué descubierto por Chevreul en 1817, en el aceite del *Delphinus phocena*, por lo que se le dió el nombre de ácido focénico; en 1830 se le halló en el producto de destilar con agua la raíz de valeriana y se le llamó ácido valeriánico ó valérico; después Dumas demostró que eran idénticos aquellos dos ácidos y le obtuvo por la oxidación del alcohol amílico; se le ha encontrado además en la raíz de angélica, en la asafétida y en otros productos vegetales y se produce en la descomposición de muchas sustancias sulfonitrogenadas, por lo que se le halla en el queso rancio. Es líquido, incoloro, de olor picante desagradable que recuerda el de la valeriana y el del queso enranciado, sabor ácre, su densidad 0,948, poco soluble en el agua á la que comunica sus caracteres, muy soluble en el alcohol y en el éter, él á su vez disuelve á ciertas resinas y al alcanfor, hierve á 175° , el ácido nítrico le convierte en ácido nitro-valeriánico; con las bases forma sales llamadas valerianatos, poco importantes.

Se prepara destilando la raíz de valeriana con agua, saturando el líquido obtenido, con un exceso de carbonato sódico, descomponiendo el valerianato sódico por el ácido sulfúrico y rectificando por destilación el ácido valeriánico. Se le puede obtener oxidando el alcohol amílico con la mezcla de bicromato potásico y ácido sulfúrico:



1280. Ácido palmítico ó margárico.— $C_{16}H_{32}O_2$.—Hasta los trabajos de Heintz se creía que estos ácidos eran diferentes; hoy se admite que el llamado ácido margárico no es más que una mezcla del esteárico y del palmítico. Existe en el aceite de palma, en la esperma de ballena (ácido cetílico, ácido etálico), en la cera de abejas y

según Chevreul en casi todas las grasas. Es sólido cristalino, blanco, inodoro é insípido, menos denso que el agua, insoluble en ella, soluble en el alcohol y en el éter, se funde á 62° y se volatiliza á temperaturas elevadas. Sus disoluciones enrojecen débilmente el tornasol y puede descomponer los carbonatos con el auxilio del calor; sus reacciones químicas son muy análogas á las del ácido esteárico. Se le extrae del aceite de palma por medio del vapor de agua recalentado que le desdobra en ácidos grasos y glicerina; se somete á fuertes presiones la masa para separar los cuerpos líquidos y queda el ácido en tortas blancas. Chevreul le obtuvo saponificando el aceite de olivas con litargirio y agua para formar jabón de plomo que trató por éter, que disuelve al oleato plúmbico, y descompuso el palmitato ó margarato por el ácido clorhídrico, que produce cloruro de plomo y el ácido queda libre.

Se emplea en la fabricación de bujías.

1281. Ácido esteárico.— $C_{18}H_{36}O_2$.—Descubierto por Chevreul en la grasa animal sólida ó sebo; existe en todas las grasas sólidas animales y también en la grasa vegetal, en estado de éter glicérico (*tristearina*). Es sólido, cristaliza en láminas pequeñas blancas y lustrosas, sin olor ni sabor, insoluble en el agua y muy soluble en el alcohol y en el éter de cuyas disoluciones se deposita en cristales; se funde á 69°,2 y puede sublimarse algo, pero la mayor parte se descompone dando ácido palmítico y otros productos; tratado por ácido nítrico dá los ácidos *capríco*, *enántico*, *capróico*, *adípico*, *pimélico*, *succínico* y *subérico*; con las bases forma *estearatos*, de los que los alcalinos son solubles y sus disoluciones se fraccionan adicionándolas un escaso de agua; los demás son insolubles ó poco solubles.

Se prepara el ácido esteárico saponificando el sebo de carnero y descomponiendo el jabón formado, por el ácido clorhídrico; se le trata después por el alcohol repetidas veces para purificarle.

Se emplea para la fabricación de bujías esteáricas.

Los demás ácidos de esta série son menos importantes.

1282. Ácidos de la segunda série.— $C_nH_{2n-2}O_2$.—Se conocen menos ácidos de esta série que de la anterior y los más principales son los siguientes:

NOMBRES.	FÓRMULAS.	PROCEDENCIA.
Ácido acrílico. . . .	$C_3H_4O_2$	del alcohol alílico (C_3H_6O).
— crotonico. . . .	$C_4H_6O_2$	del aceite de croton.
— ciméfico. . . .	$C_{15}H_{28}O_2$	del raphigaster puncti pennis.
— hipogéico. . . .	$C_{16}H_{30}O_2$	del aceite de cacahuetes.
— oléico. . . .	$C_{18}H_{34}O_2$	del aceite de olivas.
— erúico. . . .	$C_{22}H_{42}O_2$	del aceite de colza.

De todos estos ácidos el más importante es el oléico, por lo cual se llama ésta *série oléica*.

1283. Ácido oléico.— $C_{18}H_{34}O_2$.—Descubierto por Chevreul; existe en la mayor parte de los aceites y en otras grasas en estado de

éter glicérico (*trioleína*); es líquido oleaginoso, menos denso que el agua, insoluble en ésta, soluble en el alcohol y en el éter, su disolución alcohólica le deja depositar por enfriamiento en agujas cristalinas pequeñas fusibles á $+14^{\circ}$ y que se solidifican á $+4^{\circ}$; se descompone por el calor dando varios productos y dejando como residuo sólido, *ácido sebácico*, absorbe el oxígeno del aire tomando color oscuro y olor á rancio, esta modificación se atribuye á la formación de un ácido llamado *oléico* ($C_{17}H_{32}O_2$); el peróxido de nitrógeno le transforma en *ácido elaidico*, isómero del oléico, sólido, cristalino y fusible á 45° ; el ácido yodhídrico le convierte en ácido esteárico, el nítrico concentrado le oxida rápidamente dando una porción de derivados como el ácido esteárico; con el sulfúrico forma *ácido sulfoléico* y la potasa fundida le desdobra en ácido acético y ácido palmítico, con desprendimiento de hidrógeno; con las bases forma *oleatos*, conocidos vulgarmente con el nombre de jabones de los que los alcalinos son solubles y los demás insolubles ó poco solubles.

Se prepara saponificando el aceite por el litargirio, tratando por éter el jabón plúmbico, para separar el oleato de plomo, y descomponiendo este por el ácido clorhídrico.

Se emplea en la industria el que se obtiene en la fabricación de las bujías, para preparar ciertos jabones.

1284. Ácidos de la tercera série.— $C_n H_{2n-4}O_2$.—Menos numerosa é importante que las anteriores, se conocen de ella hasta ahora pocos ácidos y estos ofrecen escaso interés; son los siguientes:

Nombres.	Fórmulas.	Procedencia.
Ácido sórbico.	$C_6 H_8 O_2$	del serbal.
— cáñfico.	$C_{10} H_{16} O_2$	del alcohol canfólico.
— linoléico.	$C_{16} H_{28} O_2$	del aceite de lino.

El *ácido linoléico* ó *linólico*, fué obtenido y analizado por Sacc que le dió este nombre por su analogía con el oléico y por existir en el aceite de lino, tipo de los aceites secantes; es líquido muy fluido, amarillento, inodoro, de sabor dulce al pronto y ácre después, su densidad 0,92, no se solidifica á -18° ; se oxida más rápidamente que el oléico en contacto del aire resinificándose y tratado por el peróxido de nitrógeno no dá ácido elaidico. Se prepara saponificando el aceite de lino por el litargirio y descomponiendo el jabón plúmbico por el ácido sulfhídrico.

1285. Ácidos de la cuarta série.— $C_n H_{2n-6}O_2$.—No se conoce bien mas que el *hidrobenzóico*, que es muy poco importante.

1286. Ácidos de la quinta série (*série aromática*).—

$C_n H_{2n-8}O_2$.—Esta serie se llama aromática porque comprende cuerpos que tienen generalmente un olor agradable; los mejor estudiados son los siguientes:

Nombres.	Fórmulas.
Ácido benzóico. . . .	$C_7 H_6 O_2$
— toluico. . . .	$C_8 H_8 O_2$
— cumínico. . . .	$C_{10} H_{12} O_2$

De estos el único que ofrece algún interés es el benzóico.

1287. Ácido benzóico.— $C_7 H_6 O_2$.—A principios del siglo XVII se le obtenía ya del benjuí por sublimación (*flores del benjuí*); fijada su composición por Wöhler y Liebig en 1828. Existe en el benjuí, en los bálsamos de Tolú y del Perú, en el estoraque, en los castóreos y en la orina de algunos rumiantes, procedente del desdoblamiento del ácido hipúrico.

Es sólido, cristaliza en láminas delgadas ó en agujas brillantes é incoloras, cuando está puro es inodoro, pero generalmente tiene olor aromático debido á sustancias volátiles que le acompañan, sabor ligeramente ácido y picante, es poco soluble en agua fría y más en la caliente, muy soluble en el alcohol y en el éter, se funde á 121° , comienza á volatilizarse á 145° y hierve á 250° ; enrojece débilmente el tornasol, el hidrógeno naciente le transforma en aldehído benzóico, en alcohol benzílico y en ácido hidrobencóico, con el cloro y el bromo dá derivados por sustitución; el ácido sulfúrico ordinario le disuelve sin descomponerle, el de Nordhausen le convierte en ácido *sulfobenzóico* y el nítrico concentrado en los ácidos *nitrobencóico* y *binitrobencóico*, con el percloruro de fósforo se transforma en *cloruro de benzoilo* ($ClC_7 H_5 O$), destilado con cal ó con barita dá benzina; con las bases forma *benzoatos*, la mayor parte de ellos solubles y cristalizables.



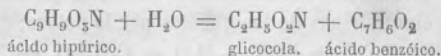
Fig. 141. — Obtención del ácido benzóico por sublimación.

Se extrae del benjuí por sublimación ó por precipitación; para prepararle por sublimación se calienta el benjuí en una cápsula (fig. 141) cubierta con una hoja de papel de filtro que se sujeta al borde de aquella, encima se coloca un cono de cartulina atravesado por varios hilos, cuya base se adapta también á dicho borde, se calienta moderadamente en baño de arena durante dos ó tres horas, trascurridas las cuales separando el cono se hallan sobre el diafragma de papel y sobre los hilos y las paredes de aquel, láminas ó escamas cristalinas de ácido benzóico.

Se le obtiene por precipitación, hirviendo el benjuí en polvo con una lechada de cal, filtrando y tratando el líquido por ácido clorhídrico, se forma cloruro cálcico y el ácido benzóico, poco soluble, se precipita.

En la actualidad se preparan grandes cantidades de este cuerpo, haciendo hervir la orina del caballo ó la del buey, con ácido clorhí-

drico; el *ácido hipúrico* ($C_9H_9O_5N$) que contiene aquella, tiene la propiedad de cristalizar en prismas largos é incoloros, poco solubles en agua fría pero mucho en la caliente y en el alcohol, calentado dá *ácido benzóico* y el *ácido clorhídrico* le desdobra en *glicocola* y *ácido benzóico*:



El *ácido benzóico* se emplea alguna vez en Medicina.

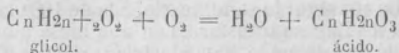
1288. Ácidos de la sexta série. — $C_nH_{2n-10}O_2$.—Los dos únicos de esta série que merecen mención son el *ácido cinámico* y el *atrópico*, cuya fórmula es $C_9H_8O_2$; no tienen importancia.

Ácidos didínamos.

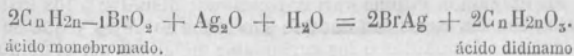
1289. Su constitución y división.—Se derivan de los alcoholes didínamos ó glicoles por oxidación, es decir, por la sustitución de dos ó de cuatro átomos de hidrógeno de los referidos alcoholes por uno ó dos de oxígeno; se refieren al tipo agua bicondensado, en el que dos átomos de hidrógeno han sido reemplazados por un radical bivalente. Son *monobásicos* aquellos en los que uno solo de los dos átomos del hidrógeno típico que contienen es reemplazable por los metales, mientras que el otro conserva el carácter alcohólico, pudiendo ser reemplazado por radicales electro-negativos; proceden de la sustitución de dos átomos de hidrógeno de los glicoles por uno de oxígeno, es decir, que todos ellos contienen 3 átomos de este elemento. Son *bibásicos* aquellos en los que los dos átomos de hidrógeno típico son reemplazados por los metales; proceden de la sustitución de cuatro átomos de hidrógeno del glicol por dos de oxígeno y por lo tanto tienen 4 átomos de este cuerpo.

1290. Ácidos didínamos monobásicos.—Según acaba de exponerse, en esta série de ácidos un átomo de los dos de hidrógeno típico conserva carácter alcohólico, mientras que el otro es básico, es decir, que son cuerpos que desempeñan una función mixta, siendo medio alcoholes, medio ácidos, hecho que se comprende perfectamente imaginándose una molécula formada por la unión de la de un alcohol monodínamo con la de un ácido monobásico; sus propiedades como es consiguiente estarán en relación con este doble carácter.

Se producen entre otras reacciones por la oxidación lenta de los glicoles en presencia del negro de platino:



por la acción del óxido argéntico y del agua sobre los derivados monoclorados ó monobromados de los ácidos monodínamos de la série correspondiente:



tico; de ellos los más importantes son el *cálcico*, el *zincico* y el *ferroso*, por las aplicaciones que han recibido sobre todo en Medicina.

El ácido paraláctico desvia á la derecha el plano de polarización de la luz; se supone que en el extracto de carne existe un ácido sarcoláctico ó paraláctico que no ejerce ninguna acción sobre la luz polarizada. Las sales correspondientes al ácido sarcoláctico, aunque casi idénticas á las del ácido láctico se diferencian sin embargo de ellas por algunos caracteres.

1295. Preparación.—Para preparar el ácido láctico se hace fermentar durante ocho dias á 30° una mezcla de leche ágría, glucosa, queso en putrefacción, agua y creta en polvo; se forma lactato cálcico que se purifica por cristalización y se descompone por el ácido sulfúrico diluido; se satura el ácido láctico producido en la reacción anterior por el hidrocbonato zincico y el lactato de zinc se descompone por el hidrógeno sulfurado.

El ácido sarcoláctico se obtiene disolviendo el extracto de carne en agua, se trata la disolución por alcohol de 90°, la porción insoluble en este se redissuelve en agua tibia y se vuelve á precipitar por el alcohol, los líquidos alcohólicos se destilan en baño de maria, el residuo se acidula con ácido sulfúrico y se agita con éter que disuelve el ácido sarcoláctico y por evaporación le deja libre; se le purifica como se ha dicho para el ácido láctico, dando un líquido de consistencia de jarabe como este.

1296. APLICACIONES.—Se emplea en Medicina bajo diversas formas; mas usados son algunos lactatos.

1297. Acido salicílico.— $C_7H_5O_3$.—Es sólido, cristaliza en agujas largas poco soluble en el agua fria, bastante mas en la caliente, se funde á 159°, calentado rápidamente se desdobra en anhídrido carbónico y fenol ($C_6H_6O_3 = CO_2 + C_6H_6O$); es monobásico y forma sales bien definidas algunas de las cuales, como el *salicilato sódico* ($C_7H_5O_3Na$) tiene bastantes aplicaciones en Medicina; el hidrógeno naciente le transforma en *aldehído salicílico* ó *hidruro de salicilo* ($C_7H_6O_2$) que es la esencia de *spiræa ulmaria*; con el cloro y el bromo dá derivados por sustitución; sus disoluciones tratadas por las sales férricas toman color violado.

Se le puede preparar por vários procedimientos: tratando la salicina con potasa fundida (**1202**); destilando con potasa la esencia de *Gaultheria procumbens* (salicilato de metilo) se descompone en alcohol metílico que destila y salicilato potásico que tratado por ácido clorhídrico deja libre el salicílico (Cahours); hoy se le prepara en grandes cantidades sometiendo el fenato sódico calentado á 150° á una corriente de anhídrido carbónico; se forma salicilato sódico que se descompone por el ácido clorhídrico.

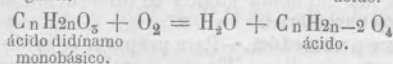
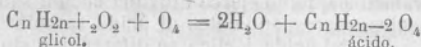
Se emplea como sustancia antiséptica.

1298. Ácidos didinamos bibásicos.—Estos ácidos tienen dos átomos de hidrógeno reemplazable por los metales y por otros radicales para formar las sales y los demás derivados á que pueden dar origen; contienen todos 4 átomos de oxígeno.

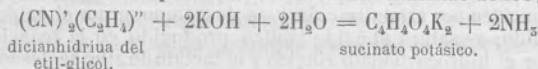
Se presentan en estado sólido, cristalizables, mas solubles en el agua que los monobásicos que contienen la misma cantidad de carbono, pero menos solubles en el alcohol y en el éter; cuando se intenta volatilizarles por la acción del calor, se descomponen parcialmente.

Por ser bibásicos forman sales neutras, ácidas y mixtas, dos clases de éteres, dos cloruros y dos amidas; forman también un anhídrido y varios compuestos pirogenados.

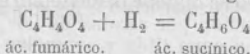
Se preparan oxidando los glicoles, los aldehidos correspondientes ó los ácidos didínamos monobásicos:



Por la acción de la potasa sobre las dicianhidridinas de los glicoles:



Hydrogenando otros ácidos menos hidrogenados:



Por la acción del calor sobre otros ácidos de fórmula muy compleja.

1299. Clasificación.—Se clasifican como los didínamos monobásicos, teniendo en cuenta que son derivados de los glicoles por oxidación; los mejor estudiados son los siguientes:

Nombres.	Fórmulas.	
Ácido oxálico. . .	$C_2 H_2 O_4$	} $C_n H_{2n-2} O_4$
— malónico. . .	$C_3 H_4 O_4$	
— succínico. . .	$C_4 H_6 O_4$	
— pirotartárico. .	$C_5 H_8 O_4$	
— adípico. . .	$C_6 H_{10} O_4$	
— pimélico. . .	$C_7 H_{12} O_4$	
— subérico. . .	$C_8 H_{14} O_4$	
— anchoico. . .	$C_9 H_{16} O_4$	
— sebácico. . .	$C_{10} H_{18} O_4$	} $C_n H_{2n-4} O_4$
— rosélico. , .	$C_{17} H_{32} O_4$	
— maleico. . .	$C_4 H_4 O_4$	
— fumárico. . .	$C_4 H_4 O_4$	
— itacónico. . .	$C_5 H_6 O_4$	
— citracónico. .	$C_5 H_6 O_4$	
— mesacónico. .	$C_5 H_6 O_4$	
— canfórico. . .	$C_{10} H_{16} O_4$	
— quinónico. . .	$C_6 H_4 O_4$	$C_n H_{2n-8} O_4$
— ptálico. . .	$C_8 H_6 O_4$	} $C_n H_{2n-10} O_4$
— isoptálico. . .	$C_8 H_6 O_4$	

De estos el más importante es el ácido oxálico.

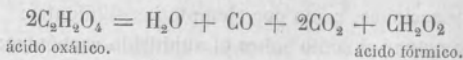
ÁCIDO OXÁLICO.— $C_2H_2O_4$.

1300. HISTORIA.—Mencionado por Savari en 1773; extraído por Schee-

le en 1784 de la sal de acederas (*oxalis acetosella*) demostrando al mismo tiempo que era igual al obtenido por Bergmann en 1776 por la acción del ácido nítrico sobre el azúcar (*ácido sacarino*).

1301. Estado en la naturaleza.—En el reino mineral se le halla constituyendo el oxalato básico de hierro (*humboldtita*); en el vegetal se le encuentra libre en los garbanzos verdes y formando oxalato potásico en las acederas, oxalato sódico en el ruibarbo, en la gen-ciana, en la cúrcuma y en otra porción de sustancias vegetales, oxalato cálcico en ciertos líquenes y el oxalato magnésico y el de hierro en algunos hongos. En la economía animal se halla el oxalato cálcico en ciertos estados patológicos y suele depositarse en la vejiga de la orina formando cálculos de aspecto parecido á las moras, por lo que se llaman moriformes.

1302. Propiedades físicas.—Es sólido, cristaliza en prismas oblicuos cuadrangulares, incoloro, inodoro, de sabor ácido intenso, su densidad 1,64, se disuelve en 15,5 partes de agua á la temperatura de 40° y en su peso á la de la ebullición, de esta disolución cristaliza por enfriamiento con 2 moléculas de agua, es bastante soluble en el alcohol; á la temperatura ordinaria se effloresce en contacto del aire, á 98° pierde las dos moléculas de agua fundiéndose primero en ellas, á 132° comienza á descomponerse y á 160° una porción de él se sublima sin alterarse y otra parte se desdobra en agua, óxido de carbono, anhídrido carbónico y ácido fórmico:



1303. Propiedades químicas.—Es un ácido bastante enérgico que satura á las bases para formar los *oxalatos*; es reductor, calentando con él ciertas sales metálicas, como las de oro, precipita el metal y á las mercúricas las reduce á mercuriosas; es muy venenoso, produciendo accidentes tóxicos mortales cuando se le ingiere en dosis superiores á 4 gramos, porque deprime rápidamente las funciones de los centros nerviosos y los movimientos del corazón.

Se deriva del glicol etílico por oxidación; los cuerpos oxidantes le transforman en ácido carbónico y agua y los deshidrátantes separan de él agua, pero no se consigue de este modo obtener su anhídrido porque inmediatamente se desdobra en óxido de carbono y gas carbónico, como sucede con el ácido sulfúrico, cuya acción se utiliza para la preparación del óxido de carbono (560); calentado con glicerina se des-

dobra en ácido fórmico y anhídrido carbónico (1258). Calentada su disolución con trozos de zinc se transforma en ácido glicólico.

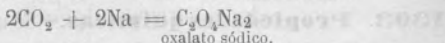
1304. Preparación.—Antes se extraía de los oxalatos contenidos en el zumo de ciertos vegetales, y sobre todo del de las acederas, para lo cual se le clarifica por medio de la arcilla, se adiciona acetato plúmbico ó cloruro bárico, para transformarle en oxalato plúmbico ó bárico, insolubles, que después se descomponen por el ácido sulfúrico, quedando el oxálico en disolución que se concentra para que cristalice.

Hoy se le obtiene artificialmente por la acción del ácido nítrico sobre el azúcar ó sobre el almidón, se desprenden abundantes vapores rutilantes y el líquido concentrado deja depositar cristales de ácido oxálico que se purifican por repetidas cristalizaciones, siendo bastante difícil por este medio privarle de productos nitrosos, por lo que es necesario sublimarle ó convertirle en oxalato plúmbico ó bárico y descomponer después este.

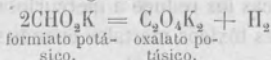
También se le prepara calentando la celulosa de las virutas ó del serrín de la madera con una mezcla de potasa ó de sosa cáusticas; se forma oxalato alcalino que tratado por una lechada de cal se transforma en oxalato cálcico, regenerándose el álcali; el oxalato cálcico se descompone por el ácido sulfúrico que forma sulfato cálcico insoluble y el ácido oxálico queda en disolución, que concentrada cristaliza.

SÍNTESIS DEL ÁCIDO OXÁLICO.—Se forma sintéticamente en un gran número de reacciones, como por ejemplo las siguientes:

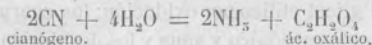
Haciendo actuar el sodio sobre el anhídrido carbónico:



Por la acción del calor sobre los formiatos se transforman en oxalatos, desprendiéndose hidrógeno:



Por la acción del agua sobre el cianógeno, se forman amoníaco y ácido oxálico:



1305. APLICACIONES.—Se emplea en Química como reactivo; en Medicina alguna vez bajo la forma de limonada y en pastillas; en la industria en la estampación de indianas, en las artes y en la economía doméstica tiene varios usos.

1306 Oxalatos.— $\text{C}_2\text{O}_4\text{M}_2$.—Son las sales resultantes de la sustitución

ción del hidrógeno del ácido oxálico por los metales; si la sustitución es total resultan los *oxalatos neutros*, si es solo un átomo de hidrógeno el sustituido, los *oxalatos ácidos*; estos pueden unirse con una molécula de ácido oxálico para formar *cuadrioxalatos*. Algunos existen formados en la naturaleza (1301). Son solubles en el agua los alcalinos y los de glucinio, cromo, hierro y manganeso; los insolubles se disuelven en los ácidos enérgicos minerales y orgánicos; el de calcio no se disuelve en el ácido acético; el calor les descompone dejando los alcalinos un residuo de carbonato y los demás de óxido, de metal ó de una mezcla de ambos; el oxalato argéntico se descompone con explosión dejando plata metálica en polvo.

Se prepara tratando los óxidos ó los carbonatos metálicos por el ácido oxálico; los insolubles por doble descomposición.

Se caracterizan porque tratados por *ácido sulfúrico* desprenden, como el ácido oxálico, una mezcla de óxido de carbono y de anhídrido carbónico; con las *sales solubles de calcio*, aun muy diluidas, dan un precipitado blanco pulverulento de oxalato cálcico, insoluble en el ácido acético.

Algunos se emplean como reactivos.

1307. Oxalatos de potasio.—Se conocen el *oxalato neutro* ó *bipotásico*, el *ácido* ó *oxalato monopotásico* ó *bioxalato potásico* y el *cuadrioxalato*.

El *oxalato neutro* ($C_2O_4K_2, H_2O$), cristaliza en prismas romboidales oblicuos, es muy soluble en el agua y se prepara tratando el carbonato potásico por el ácido oxálico y evaporando la disolución para que cristalice.

El *oxalato ácido* (C_2O_4HK, H_2O), constituye la mayor parte de la *sal de acederas*; cristaliza en prismas romboidales, es poco soluble en el agua y se extraía antes de las acederas, pero hoy se prepara con el ácido oxálico artificial y el carbonato potásico; contiene algo de *cuadrioxalato*.

El *cuadrioxalato* ($C_2O_4H_2 + C_2O_4HK, 2H_2O$) se prepara añadiendo ácido oxálico á la sal de acederas.

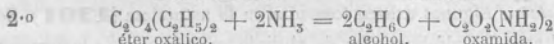
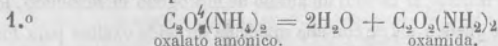
1308. Oxalatos de amonio.—El amonio forma los mismos oxalatos que el potasio; el *cuadrioxalato* es muy poco importante.

El *oxalato neutro* ($C_2O_4(NH_4)_2, H_2O$), cristaliza en prismas largos apuntados por ángulos diedros, incoloros, de sabor picante y bastante solubles en el agua; por el calor pierde la de cristalización y después otras dos moléculas más, convirtiéndose en *oxamida*; el ácido sulfúrico transforma al oxalato amónico en agua y cianógeno. Se prepara saturando el amoniaco por el ácido oxálico.

Es el reactivo más empleado para reconocer la cal.

OXAMIDA.— $C_2O_2(NH_2)_2$.—Descubierta por Dumas en 1830; fué la primera amida que se conoció. Se presenta en un polvo blanco cristalino, muy poco soluble en el agua fría, que por un contacto prolongado con ella regenera el oxalato amónico con desarrollo de 2,4 calorías; calentada con potasa desprende amoniaco formándose oxalato potásico. Se

prepara sometiendo á la destilación seca el oxalato amónico ó tratando el éter oxálico por el amoniaco:



El *oxalato ácido* ó *bioxalato amónico* ($\text{C}_2\text{O}_4\text{H}(\text{NH}_4)$), cristaliza en prismas romboidales, es menos soluble que el neutro, por el calor dá una amida ácida ó *ácido oxámico*. Se prepara añadiendo ácido oxálico al oxalato neutro.

ÁCIDO OXÁMICO.— $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}_3\text{N} = \text{C}_2\text{O}_3\text{H}(\text{NH}_2)$.—Este cuerpo que es una amida ácida, fué preparado por Balard. Es un polvo amarillento que se prepara sometiendo á 220° el oxalato ácido de amonio. Dá con el alcohol el éter correspondiente que es la *oxametana*.

1309. Oxalato de calcio.— $\text{C}_2\text{O}_4\text{Ca}$.—Ya se ha dicho existe en el reino vegetal y en el animal; se presenta en un polvo blanco, insoluble en el agua; por el calor se transforma en carbonato cálcico primero y en cal después; se produce cuando se trata una sal de calcio por el ácido oxálico y mejor por un oxalato soluble. Tiene importancia porque en estado de oxalato cálcico se precipita la cal para su determinación cualitativa y cuantitativa.

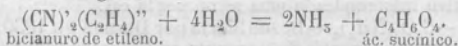
1310. Oxalato de etilo (éter oxálico).— $\text{C}_2\text{O}_4(\text{C}_2\text{H}_5)_2$.—Es líquido, incoloro de olor aromático agradable, más denso que el agua y hierve á 186° . Se prepara destilando una mezcla de alcohol, oxalato ácido de potasio y ácido sulfúrico; se rectifica por una nueva destilación recogiendo solo lo que pasa á más de 180° .

Los demás oxalatos son menos importantes.

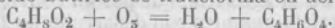
1311. Ácido sucínico— $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_4$.—Se presenta en prismas romboidales, incoloros, inodoros y de sabor repugnante; su densidad 1.55, bastante soluble en el agua y en el alcohol y muy poco en el éter, se funde á 180° y hierve á 235° , desdoblándose en agua y *anhidrido sucínico* ($\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_3$) que es una masa cristalina, blanca; dá dos derivados bromados con el bromo, que son el *ácido sucínico monobromado* ($\text{C}_4\text{H}_5\text{BrO}_4$) y el *bibromo-sucínico* ($\text{C}_4\text{H}_4\text{Br}_2\text{O}_4$) que son importantes porque han permitido establecer las relaciones que existen entre el ácido sucínico y los ácidos málico y tartárico; dá con las bases los *sucínatos* de los que el único que merece mencionarse es el *sucinato amónico* ($\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_4(\text{NH}_4)_2$) porque alguna vez se emplea en análisis química como reactivo.

Se prepara el ácido sucínico por la destilación seca del *sucino* óambar amarillo, de donde le viene su nombre; se produce en varias fermentaciones, como la del malato cálcico, que se transforma en sucinato, y éste después se descompone por el ácido sulfúrico.

Se le ha obtenido sintéticamente por varias reacciones, como la que se produce hidratando por la potasa el bicianuro de etileno ó sea la dicianhidrina del etilglicol:



Oxidando el ácido butírico se transforma en ácido sucínico:



Se emplea alguna vez en Medicina.

Acidos tridinamos.

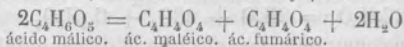
1312. Su constitución y divisiones.—Se pueden suponer derivados de los alcoholes tridinamos ó glicerinas por oxidación, ó del tipo agua tricondensado. Se dividen en *mono*, *bi* y *tribásicos*, según el número de átomos de hidrógeno que contengan, reemplazable por los metales.

Los *monobásicos* contienen 4 átomos de oxígeno y de los tres de hidrógeno típico uno solo es básico y los otros dos conservan su carácter alcohólico, es decir, que funcionan como si fueran la unión de un ácido monobásico y un alcohol didinamo. El tipo de ellos es el *ácido glicérico* ($C_3H_6O_4$) que es poco importante y ya se mencionó (**1160**) al tratar de la glicerina, no siéndolo tampoco ninguno de los demás.

Los *bibásicos* contienen 5 átomos de oxígeno y de los tres de hidrógeno típico dos son básicos y el tercero conserva el carácter alcohólico, es decir, que funcionan cual si fuera la unión de un ácido bibásico con un alcohol monodinamo. El único de ellos que ofrece algún interés es el *ácido málico*.

Los *tribásicos* contienen 6 átomos de oxígeno y los tres de hidrógeno típico son básicos ó metálicos; formarán por lo tanto tres clases de sales, mono, bi y trimetálicas, tres clases de éteres, tres de cloruros de su radical, tres de amidas, etc. Está comprendido en estos el *ácido aconítico* ($C_6H_6O_6$), llamado así por habersele extraído del acónito, siend además un derivado pirogenado del ácido cítrico.

1313. Acido málico ($C_4H_6O_5$).—Descubierto por Scheele en 1785, en el zumo de las manzanas, de donde le viene su nombre; se le halla además en casi todos los zumos vegetales ácidos, como el de las grosellas, el de las cerezas, el de las fresas, etc., y en varios órganos vegetales. Se presenta en cristales agrupados formando mamezones, de color blanco, inodoro, de sabor muy ácido, muy soluble en el agua y delicuescente, bastante soluble en el alcohol, se funde á 100°, comienza á perder agua á 130° y de 150° á 200° se convierte en dos ácidos pirogenados isómeros, llamados *maléico* y *fumárico* ó *paramaléico*:



Desvía á la izquierda el plano de polarización de la luz, sin embargo se conoce una variedad que no ejerce ninguna acción sobre la luz polarizada, llamado por eso *ácido málico inactivo*.

El hidrógeno naciente le convierte en ácido succínico; los cuerpos oxidantes le transforman unos, como la mezcla de bicromato potásico y ácido sulfúrico, en *ácido malónico* ($C_3H_4O_4$) y otros, como el ácido nítrico, en ácido oxálico; calentado á 150° con potasa cáustica se desdobla en los ácidos acético y oxálico, desprendiéndose hidrógeno. Con las bases forma los *malatos*, unos neutros y otros ácidos, casi todos solubles en agua, que no precipitan por el agua de cal ni la de barita, aún á la temperatura de la ebullición, y que que se preparan por la acción del ácido málico sobre los óxidos ó los carbonatos. El malato ácido de amonio pierde por el calor una molécula de agua y se transforma en una amida ácida que es el *ácido aspártico* ($C_4H_5O_4(NH_2)$); á su vez este ácido puede formar una amida que es la *esparraguina* ($C_4H_5O_3N_2$).

Se extrae el ácido málico del zumo de los frutos ácidos que le contienen (generalmente de las bayas del serbal ó de la manzana), antes de su completa madurez, se le clarifica, se le trata por una lechada de cal y el malato cálcico que se forma, se hierve con agua acidulada por el ácido nítrico para transformarle en malato ácido, que se purifica por cristalización; se le trata después por acetato de plomo para convertirle en malato de plomo insoluble, cuya sal se descompone por el ácido sulfhídrico, quedando el málico en disolución que se concentra.

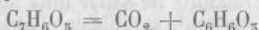
Acidos tetradinamos.

1314. Su división.—Se pueden suponer derivados de los alcoholes tetradinamos (*eritritas*) ó del tipo agua tetracondensado. Pueden ser *mono, bi, tri y tetrabásicos*

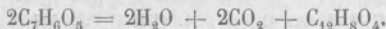
1315. Acidos tetradinamos monobásicos.—Todos ellos contienen 5 átomos de oxígeno; de los cuatro átomos de hidrógeno típico, tres conservan el carácter del alcohol ó del fenol de que se derivan y el cuarto es el único básico ó metálico. De los ácidos comprendidos en este grupo el único que ofrece algún interes es el *agállico*.

1316. Acido agállico.—($C_7H_6O_5$).—Descubierto por Scheele en 1786 en una infusión de agallas, enmohecida. Existe formado en ciertos vegetales, como el zumaque y las hojas de gayuba.

Se presenta en agujas largas que tienen una molécula de agua de cristalización, de aspecto sedoso, de color blanco cuando está puro, pero generalmente es algo amarillo, no tiene olor y su sabor es ligeramente ácido y muy astringente; poco soluble en agua fria y más en la caliente, muy soluble en el alcohol y también poco en el éter; á 120° pierde el agua de cristalización, á 200° se funde y á 210° pierde una molécula de anhídrido carbónico, transformándose en *fenol piro-agállico* ó *ácido piro-agállico*



á 150° pierde agua y anhídrido carbónico, convirtiéndose en *ácido meta-agállico*



Es un cuerpo muy reductor; absorbe el oxígeno del aire, sobre todo en presencia de los álcalis, transformándose en una sustancia pardo-negrusca, reduce algunas sales metálicas como las de oro y las de plata y á las sales férricas las dá color azul oscuro; con el ácido sulfúrico concentrado se transforma en ácido *ruß-agállico* ($C_7H_4O_4$); por la acción del oxiclورو de fósforo se convierte en *ácido tánico*, que se considera como un anhídrido agállico; no precipita ni los alcaloides, ni la gelatina, pero sí al tártaro emético; los agentes de oxidación le transforman en *ácido elágico* ($C_{14}H_8O_9$) que existe en las concrecciones intestinales llamadas bezoares.

Se prepara el ácido agállico por el desdoblamiento del tanino ó ácido tánico contenido en ciertas sustancias vegetales, ya merced á los ácidos diluidos, ya por la acción de un fermento; la sustancia que mejor se presta para esta preparación son las agallas que contienen su fermento particular, debido al cual cuando su infusión acuosa se

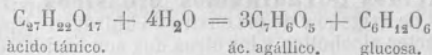
mantiene durante un mes á 20° ó 25°, su tanino se hidrata, desdoblandose en ácido agállico; este mismo desdoblamiento se produce teniéndolas en digestión durante un dia con ácido sulfúrico diluido en 8 veces su peso de agua. Se forma también por la acción de los álcalis sobre el ácido salicílico biyodado.

Se emplea en Medicina como astringente.

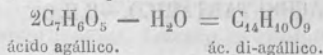
1317. Ácido tánico (*tanino*).— $C_{27}H_{22}O_{17}$.—Es un cuerpo muy abundante en el reino vegetal; se le encuentra en la corteza de la encina, en el zumaque y sobre todo en las agallas ó sea en las escrescencias que se desarrollan en las ramas y hojas del *Quercus infectoria*, por la picadura de un insecto.

Es sólido, amorfo, de color blanco amarillento, de sabor muy astringente, muy soluble en el agua y en el alcohol pero no en el éter, se funde por la acción del calor, á unos 215° pierde anhídrido carbónico, dando fenol piro-agállico (*ácido piro-agállico*) y dejando un residuo negro constituido por ácido meta-agállico, su disolución acuosa enrojece débilmente el tornasol, funciona como un cuerpo reductor.

No existe conformidad acerca del carácter químico de este cuerpo considerándole unos como un glucosido, (1199) por la propiedad que tiene de desdoblarse en ácido agállico y glucosa cuando se le somete á la acción del ácido sulfúrico ó del clorhídrico diluidos:



Otros, fundándose en los experimentos de Schiff, no le consideran como tal glucosido sino como un anhídrido del ácido agállico, constituido por dos moléculas de este menos una de agua, por lo cual le dan el nombre de *ácido di-agállico*:



El oxígeno del aire altera rápidamente las disoluciones acuosas de ácido tánico, desprendiéndose anhídrido carbónico y transformándose en ácido agállico, los álcalis aceleran esta acción, con los fermentos experimenta la *fermentación agállica*, que consiste en una hidratación primero y después en el desdoblamiento del tanino en glucosa y ácido agállico; continuando la acción, la glucosa fermenta á su vez produciendo alcohol y los demás productos de su fermentación.

Con las bases forma *tanatos*, en los que funciona el ácido tánico como tribásico; de ellos el mas interesante es el férrico, de color negro é insoluble, porque constituye la *tinta ordinaria*; las disoluciones de ácido tánico precipitan tambien por ciertos cuerpos, como el acetato de plomo, el emético, los alcaloides naturales, etc., tienen además la propiedad importante de coagular la albúmina y de formar compuestos insolubles é imputrescibles con la gelatina, en lo que se funda la aplicación que se hace de los taninos para el curtido de las pieles.

Para preparar el ácido tánico se trituran las agallas y se las somete á la maceración en éter del comercio, en un aparato de reemplazo; la tintura etérea, de color amarillo parduzco, se divide por el reposo en dos capas y á veces en tres, de las que la inferior está constituida por una disolución acuosa muy concentrada de ácido tánico;

se la separa y evapora en una estufa, quedando como residuo el referido ácido.

El tanino es un cuerpo de numerosas aplicaciones; en los laboratorios como reactivo, en Medicina como astringente enérgico, en la industria para la fabricación de los cueros ó pieles curtidas, que se funda en la propiedad que tiene el tanino de formar un compuesto insoluble é imputrescible con los principios inmediatos de las pieles; esta combinación se efectúa con gran lentitud por lo cual se necesitan algunos meses de contacto, después de preparadas convenientemente las pieles. Se emplea también para fabricar la tinta ordinaria, que se prepara con una disolución acuosa de ácido tánico y otra de sulfato ferroso ó caparrosa verde. Estas interesantes aplicaciones hacen que los taninos de diversos vegetales hayan adquirido gran valor y que su estudio sea muy importante en las obras de Química aplicada.

Hay otros taninos existentes en diversos vegetales que no son idénticos al de la encina, pero que se asemejan á este por la propiedad de precipitar las disoluciones de gelatina y las de albúmina y dan precipitado negro con las sales férricas. Estos taninos reciben nombres que recuerdan su origen, así al del catecú se le llama *ácido caticúico*, al del morus tinctoria, *ácido morintánico*, al del café *ácido cafetánico*, al de la quina *ácido quinotánico*, etc.

1318. Ácidos tetradínamos bibásicos.—Tienen todos ellos 6 átomos de oxígeno y de los cuatro de hidrógeno típico dos conservan su carácter alcohólico y los otros dos son básicos ó metálicos; generalmente se forman por la oxidación de otros ácidos bibásicos de dinamicidad inferior. En este grupo están incluidos el *tartárico* y el *quinico*, además de algun otro menos importante.

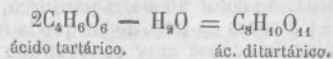
ÁCIDO TARTÁRICO.— $C_4H_6O_6$.

1319. HISTORIA.—Fué descubierto por Scheele en 1770 en el tártaro crudo, por lo que le denominó *ácido tartárico*.

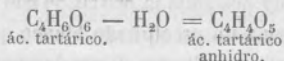
1320. Estado en la naturaleza.—Se le encuentra libre ó formando sales en la mayor parte de los frutos ácidos, sobre todo en las uvas sin madurar ó agraces.

1321. Propiedades físicas.—Es sólido, cristaliza en grandes prismas oblicuos romboidales y hemiédricos, incoloro, inodoro, de sabor ácido agradable, muy soluble en el agua, más en la caliente, soluble en el alcohol y no en el éter.

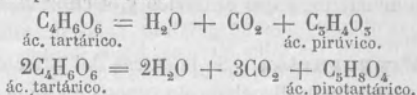
ACCIÓN DEL CALOR SOBRE EL ÁCIDO TARTÁRICO.—Se funde entre 170° y 180° transformándose en *ácido metatartárico*, isómero con él, que tiene el aspecto de la goma; si se le mantiene fundido durante algun tiempo pierde agua convirtiéndose en *ácido ditartárico* ó *ácido tartrálico* de Fremy:



si se calienta bruscamente una pequeña cantidad (15 á 20 gramos) de ácido tartárico por espacio de unos cinco minutos, se forma una masa esponjosa, amarillenta, delicuescente, pero que se hace insoluble cuando se la somete á 150°, que se diferencia de aquel en una molécula de agua y que ha recibido los nombres de *ácido tartrélico*, de *isotartárico* y el de *tartárico anhidro*:



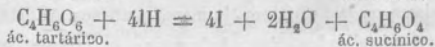
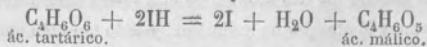
Sometiendo el ácido tartárico á la temperatura de 300° pierde agua y anhídrido carbónico, transformándose primero en *ácido pirúvico* y después en *ácido pirotartárico*:



Al producirse estos ácidos se quema parte del tartárico desprendiendo humos que huelen como el azúcar quemado y dejando un residuo carbonoso.

ACCIÓN DE LA LUZ.—La disolución de este ácido desvía á la derecha el plano de polarización de la luz, por lo que se le dá tambien el nombre de *ácido dextro-tartárico* ó *dextro-racémico*; se conoce una variedad que le desvía á la izquierda y que para diferenciarle se llama *ácido levo-tartárico* ó *levo-racémico*. Cuando se calienta el ácido tartárico con agua, á 170°, en tubos cerrados, se transforma en *ácido paratartárico* que no desvía el plano de polarización de la luz y que fué descubierta en 1822 por Kestner en los tártaros de unas uvas del departamento de los Vosgos; este ácido le desdobló Pasteur en otros dos, uno dextro y otro levogiro, de cuya unión parece está formado el paratartárico. Se conoce además otro isómero del ácido tartárico, el *tartárico inactivo*, que no ejerce ninguna acción sobre la luz polarizada, pero que no se le ha podido desdoblar en dos como al paratartárico.

1322. Propiedades químicas.—El ácido tartárico enrojece bastante la tintura de tornasol, actúa como reductor cuando se le calienta con algunas sales metálicas, como las de plata, y no es venenoso, sus disoluciones se enmohecen con facilidad, el ácido yódhídrico le transforma en los ácidos málico y succínico



el nítrico concentrado le convierte en ácido *nítro-tartárico* ($C_4H_4(NO_2)_2O_6$) que es muy poco estable y que se descompone á 36° dando ácido *tartrónico* ($C_5H_4O_5$); oxidando enérgicamente el ácido tartárico se transforma en oxálico, fundiéndole con potasa ó sosa cáusticas se desdobra en los ácidos acético y oxálico.

El ácido tartárico dá precipitado cristalino con las sales potásicas; con el agua de cal forma un precipitado blanco que se redisuelve en un exceso de ácido, no precipita las disoluciones de cloruro, de sulfato ni de nitrato cálcico en lo que se diferencia del ácido paratartrárico que las precipita; impide la precipitación por los álcalis de ciertos óxidos metálicos, como el férrico y el cúprico, de sus disoluciones salinas.

1323. Preparación.—Se le extrae del tartrato ácido de potasio (*crémor tartaro*); se disuelve este cuerpo en agua hirviendo y se le neutraliza con creta, que produce tartrato cálcico insoluble y tartrato potásico neutro que queda disuelto; se separan por filtración y el líquido se trata por cloruro de calcio para transformar también al tartrato neutro en tartrato cálcico, que se lava y reúne al primero; se descompone este tartrato, puesto en suspensión en el agua, por el ácido sulfúrico diluido, formándose sulfato de calcio insoluble y el ácido tartárico queda en disolución, que concentrada cristaliza.

Kulmann ha propuesto reemplazar en esta preparación la creta y el cloruro cálcico por el carbonato y el cloruro bóricos.

1324. APLICACIONES.—En los laboratorios como reactivo de las sales potásicas; en Medicina se utiliza su propiedad refrigerante; sirve para desprender el anhídrido carbónico del bicarbonato sódico en la preparación del agua de Seltz; la industria y las artes también hacen aplicación de este ácido.

1325. Tartratos.—Por ser el ácido tartárico bibásico, forma sales *neutras, ácidas y dobles*; las *neutras* ($C_4H_4O_6M'_2$), resultan de la sustitución de los dos átomos de hidrógeno básico del ácido por los metales; las *ácidas* ($C_4H_4O_6HM'$) se producen cuando se sustituye uno solo de dichos átomos; las *dobles* ($C_4H_4O_6M'R'$) proceden de la sustitución del hidrógeno por dos metales diferentes. Además existe otra clase de tartratos llamados *eméticos*, porque el tipo de ellos es el tartrato antimónico potásico (*tártaro emético*), que resultan de la sustitución de uno de los dos átomos de hidrógeno básico del ácido por un metal menodínamo y el otro por un radical oxigenado también monodínamo.

Algunos existen en la naturaleza, la mayor parte son artificiales. Se presentan generalmente cristalizados, observándose que sus cristales son hemiédricos

hacia el mismo lado que el ácido que les forma; solubles los alcalinos é insolubles los demás; los tartratos ácidos de los metales alcalinos son menos solubles que los neutros de dichos metales, los dobles en los que entra un metal alcalino son casi todos solubles; el calor les descompone convirtiéndoles en carbonatos, en óxidos ó dejando libre el metal, ó bien en una mezcla de óxido y metal, desprendiendo humos que huelen como el azúcar quemado.

Se preparan tratando directamente los óxidos ó los carbonatos metálicos por el ácido tartárico; algunos por doble descomposición.

Se caracterizan por el olor á azúcar quemado que desprenden cuando se les echa sobre carbones encendidos: tratadas por *agua de cal* las disoluciones de los neutros y solubles se produce un precipitado blanco soluble en el ácido tartárico y en el cloruro amónico: con el *cloruro cálcico* dan los neutros precipitado blanco soluble en la potasa cáustica: también precipitan por el *sulfato cálcico* transcurrido algún tiempo, por el *acetato de plomo* y por el *nitrate argéntico*.

Algunos son muy importantes por las aplicaciones que de ellos se hacen.

1326. Tartrato ácido de potasio (*bitartrato potásico, cré-mor tártaro*).— $C_4H_4O_6$, HK.—Existe en gran cantidad en las uvas agra-cas y á medida que aquellas van madurando disminuye pero no desaparece por completo; se deposita en las vasijas donde se fermenta el mosto porque es menos soluble en los líquidos alcohólicos, constituyendo el producto llamado *rasuras ó piedras del vino, tártaro crudo*, etc.

Cristaliza en prismas rectos romboidales y hemiédricos, incoloros, de sabor ácido, muy poco solubles en el agua fria y mucho más en la caliente, insoluble en el alcohol, el calor le descompone transformán-en una mezcla de carbonato potásico y carbón (*flujo negro*) que se utiliza en los laboratorios como fundente y reductor; mezclando algo de nitro con el crémor antes de quemarle resulta el *flujo blanco*, constituido en su mayor parte por carbonato potásico (*sal de tártaro*) (692); dá reacción ácida con los papeles reactivos y disuelve á muchos óxidos metálicos para formar sales dobles; los ácidos minerales le disuelven porque se apoderan del potasio y dejan el ácido tartárico libre, también se disuelve en la potasa y en la sosa porque se forman tartratos neutros.

Puede prepararse directamente por medio de una sal potásica y ácido tartárico, pero generalmente se purifica el tártaro crudo descolorándole por medio de la arcilla ó por una mezcla de arcilla y de carbón; á medida que se enfrían los líquidos se forma en su superficie una capa cristalina que se llama *crema de tártaro*, de donde viene el nombre de *crémor tártaro*.

Se emplea en los laboratorios para preparar casi todos los tartratos y los flujos negro y blanco; es muy usado en Medicina como purgante y también en algunas artes.

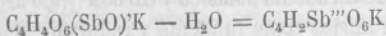
1327. Tartrato neutro de potasio. — $C_4H_4O_6K_2$. — Cristaliza en prismas oblicuos romboidales hemiédricos, de sabor algo amargo, muy solubles en el agua é insolubles en el alcohol. Se prepara neutralizando el crémor por el carbonato potásico y concentrando la disolución para que cristalice.

Se emplea alguna vez en los laboratorios y en Medicina como purgante.

1328. Tartrato potásico-sódico (*sal de Seignette ó de la Rochela*). — $C_4H_4O_6KNa, 4H_2O$. — Descubierto en 1672 por Seignette, farmacéutico de la Rochela. Cristaliza en prismas grandes de ocho ó diez caras desiguales, que se asemejan á la forma de un ataúd, es incoloro, de sabor amargo, soluble en el agua, insoluble en el alcohol y eflorescente, por el calor se descompone dejando como residuo una mezcla de los carbonatos potásico y sódico y de carbón. Se prepara neutralizando el crémor tártaro por el carbonato sódico y concentrando la disolución para que cristalice.

Se emplea en Medicina como purgante.

1329. Tartrato antimónico-potásico (*tártaro emético*). — $C_4H_4O_6(SbO)'K$. — Conocido ya en el siglo XV. Cristaliza en octaedros romboidales estriados ó en tetraedros, es incoloro, de sabor estíptico y nauseabundo, bastante venenoso, soluble en el agua, mas en la caliente, de cuya disolución cristaliza con una molécula de agua para dos de sal, insoluble en el alcohol, á 100° pierde el agua de cristalización, á 200° pierde mas agua formada á espensas de sus elementos, y se transforma en un compuesto en el que un átomo de antimonio sustituye á tres de hidrógeno del ácido tartárico:



Para darse cuenta de esta reacción han ideado los químicos diversas hipótesis; la que hoy se admite es la consignada anteriormente. Calentando al rojo el emético en vasijas cerradas se descompone en una mezcla de carbón y de una aleación de potasio y antimonio que se inflama en contacto del aire húmedo (*carbón fulminante de Serullas*).

La constitución química de esta sal ha sido objeto de discusiones porque entrando en ella un metal tridinamo, como el antimonio, y otro monodinamo, como el potasio, y siendo el ácido tartárico bibásico (Berzelius le consideraba como monobásico) ha sido necesario idear hipótesis para explicar dicha constitución; hoy se admite que uno de los átomos del hidrógeno básico del ácido está reemplazado por el potasio y el otro por el radical monovalente *antimonilo* (SbO').

Las disoluciones de este tartrato doble dan con el ácido sulfhídrico un precipitado amarillo anaranjado de sulfuro de antimonio; con la potasa un precipitado blanco de hidrato antimónico, soluble en un exceso de álcali; también le dan con el amoniaco pero no se disuelve en un exceso de este; el ácido tánico precipita al emético; también producen precipitados en sus disoluciones algunos ácidos, como el clorhídrico, y ciertas sales como los cloruros, sulfatos y carbonatos; reduce á otras como los cloruros de mercurio y él á su vez es reducido, precipitándose el antimonio metálico cuando en sus disoluciones se introduce una lámina de estaño.

Se prepara haciendo hervir en agua crémor tártaro con óxido de antimonio en las proporciones convenientes; se filtra el líquido y por enfriamiento se depositan los cristales de émelico que se purifican por una nueva cristalización; puede reemplazarse el óxido de antimonio por otros compuestos de este metal.

Es uno de los medicamentos mas empleados en Medicina.

1330. Tartrato férrico-potásico (*emético de hierro*).—Se presenta en forma de escamas amorfas, brillantes, de color pardo oscuro, de sabor estíptico débil, soluble en el agua y en el alcohol; el hierro de este cuerpo no se puede reconocer por sus reactivos, hecha escepción de los sulfuros, debido á lo cual se emplea esta sal en muchos medicamentos porque no es incompatible con ciertos cuerpos como les sucede á otras de dicho metal. Se prepara tratando el crémor tártaro por el óxido férrico, se evapora la disolución, después de filtrarla, hasta consistencia de jarabe y se estiende en láminas de vidrio ó en platos para desecarle en una estufa.

Muy usado en Medicina, formando parte de gran número de preparaciones farmacéuticas.

1331. Tartrato bórico-potásico (*crémor soluble por el borax*).—Es un cuerpo amorfo, soluble en el agua, insoluble en el alcohol; se prepara tratando el crémor tártaro por el ácido bórico.

Bastante usado en Medicina.

1332. Acido quínico.— $C_7H_{12}O_6$.—Existe en las quinas, en el café y en otras sustancias vegetales. Cristaliza en prismas oblicuos romboidales, de sabor muy ácido, soluble en el agua, más en la caliente, poco soluble en el alcohol y en el éter, se funde á 160° y á 250° pierde agua transformándose en un anhídrido, á mayor temperatura se descompone dando vários productos, entre los que hay benzina, aldehído salicílico, fenol, ácido benzoico é *hidroquinon* (**1234**); la mezcla oxidante de manganesa y ácido sulfúrico le transforma en *quinon* (**1236**). Este ácido se obtiene de las quinas, transformándole en quinato de cal que se descompone por el ácido oxálico.

1333. Ácidos tetradínamos tribásicos—Contienen siete átomos de oxígeno y tres de hidrógeno metálico pudiendo por lo tanto formar tres clases de sales y de éteres, el cuarto átomo de hidró-

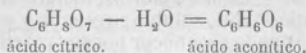
geno típico conserva su carácter alcohólico. Los ácidos mejor caracterizados de este grupo son el *cítrico* y el *meconico*.

ÁCIDO CÍTRICO.— $C_6H_8O_7$.

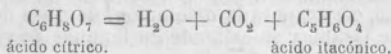
1334. HISTORIA.—Descubierto por Scheele en 1784.

1335. Estado en la naturaleza.—Se le encuentra unas veces libre y otras en estado de citrato potásico ó cálcico, en la mayor parte de los frutos ácidos sobre todo en los limones (de donde se ha tomado su nombre), en las naranjas y en las grosellas.

1336. Propiedades.—Cristaliza en prismas rectos romboidales bastante voluminosos con lustre grasiento, que contienen una molécula de agua de cristalización; es incoloro, de sabor ácido agradable y característico, muy soluble en el agua, más en la caliente, algo soluble en el alcohol, sus disoluciones acuosas se enmohecen fácilmente en contacto del aire. A 100° pierde el agua de cristalización, se funde á 113° y á 175° pierde una molécula de agua convirtiéndose en *ácido aconítico*:



á mayor temperatura pierde anhídrido carbónico, transformándose en *ácido itacónico*:



á su vez este último ácido puede perder mas agua convirtiéndose en *ácido pirocítico anhidro* ($C_5H_4O_3$) que tratado por agua se une con una molécula de esta transformándose en un isómero del itacónico, que es el *ácido citracónico* ($C_5H_6O_4$).

Es bastante enérgico, disuelve al zinc y al hierro, reduce á ciertas sales como el cloruro áurico, el ácido yodhídrico le convierte en otro isómero, el *ácido mesacónico*, la misma transformación le hace experimentar el ácido nítrico; fundiéndole con potasa se desdobra en los ácidos acético y oxálico, no precipita por el agua de cal en frio, pero sí por el calor, porque el citrato cálcico es menos soluble á la temperatura de la ebullición que á la ordinaria; como el tartárico, impide la precipitación de ciertos óxidos metálicos.

1337. Preparación.—Se prepara extrayendo el zumo de los limones, clarificándole por fermentación, tratándole por creta y por cal ó por carbonato bórico ó de magnesio y descomponiendo por el

ácido sulfúrico el citrato formado; el ácido cítrico queda en disolución que concentrada cristaliza. Se le ha obtenido también por síntesis.

1338. APLICACIONES.—Se emplea para preparar la limonada cítrica de mucho uso en Medicina y ordinariamente como bebida refrescante.

1339. Citratos.—Siendo tribásico, cualidad que ha sido muy discutida, formará *citratos trimetálicos ó neutros, bimetálicos y monometálicos*, según que tres, dos ó uno solo de hidrógeno del ácido sea reemplazado por los metales.

Los alcalinos son muy solubles en el agua, los demás menos solubles ó insolubles; cuando se queman no dan olor á azúcar quemado y lo mismo le sucede al ácido cítrico, en lo que se diferencia del tartárico y de los tartratos respectivos; con las *sales de calcio* dan precipitado de citrato cálcico, soluble como el tartrato en el cloruro amónico, pero insoluble en la potasa; el *agua de cal* no les precipita en frío pero el precipitado aparece por la ebullición; dan también precipitado blanco por el *acetato plúmbico* y por el *nitrate de plata*.

Se preparan tratando los óxidos ó los carbonatos por el ácido cítrico y los insolubles por doble descomposición.

Los únicos que ofrecen algún interés son el *cálcico*, el *magnésico* y los de *hierro*, el primero por intervenir en la extracción del ácido cítrico y los demás por sus aplicaciones en Medicina; también es muy empleado como medicamento el *citrato férrico-amónico*.

1340. Ácido mecónico.— $C_7H_4O_7$.—Descubierto por Sertuerner en el ópio, donde se halla en estado de meconato de morfina. Cristaliza en escamas ó en prismas suaves al tacto, de sabor ácido y astringente, solubles en el agua y mucho en el alcohol, pero poco en el éter, por el calor pierde primero una molécula de anhídrido carbónico convirtiéndose en *ácido coménico* ($C_6H_4O_5$) y después otra transformándose en *ácido piromecónico* ($C_5H_4O_5$); su reacción mas característica es la de dar con las sales férricas una coloración roja de sangre parecida á la que con las mismas produce el ácido sulfocianhídrico, pero se diferencia de esta en que no desaparece por el cloruro áurico.

Se extrae del ópio transformándole en meconato de calcio que se descompone por ácido clorhídrico.

1341. Ácidos pentadínamos.—No se conoce ningún ácido pentadínamo bien caracterizado.

1342. Ácidos hexadínamos.—Se incluyen en este grupo los ácidos *manítico* ($C_6H_{12}O_7$), procedente de la manita, *múxico* ($C_6H_{10}O_8$), procedente de las gomas y del azúcar de leche, y el *sacárico* ($C_6H_{10}O_8$) que se forma cuando se oxidan por el ácido nítrico ciertos azúcares, como el de caña, y otras sustancias neutras.

Son muy poco importantes, por lo cual no se estudia ninguno de ellos en particular.

AMIDAS ORGÁNICAS.

Generalidades.

1343. HISTORIA.—La primera que se conoció fué la *oxamida* descubierta en 1830 por Dumas en la destilación seca del oxalato amónico (**1308**), que la denominó así, porque la consideró como la unión del radical del ácido oxálico con el amido (NH_2); Berzelius y Liebig fueron de la misma opinión y as llamaron *amiduros*. Balard descubrió la primera amida ácida destilando el oxalato ácido de amonio; después se ha generalizado el estudio de estos cuerpos que forman un grupo interesante.

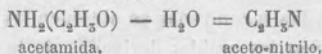
1344. Su constitución.—Ya se dijo (**373**) que las *amidas* son cuerpos resultantes de la sustitución de todo ó parte del hidrógeno del amoniaco por radicales electro-negativos. Se las considera también como cuerpos resultantes de la separación de una ó más moléculas de agua de las sales amónicas, teniendo la propiedad de regenerar estas cuando se les hidrata.

1345. Clasificación.—Como se dijo (**373**) pueden ser *mono-amidas* y *poli-amidas*, segun que se deriven de una ó de más moléculas de amoniaco, y que se llaman *primarias*, *secundarias* ó *terciarias* si son *uno*, *dos* ó *tres* los átomos de hidrógeno sustituidos por los radicales negativos.

MONO-AMIDAS PRIMARIAS.—Se subdividen en *neutras* y *ácidas* ó *ácidos amidados*, segun que el radical que sustituye al hidrógeno proceda de un ácido monodínamo ó de un polidínamo.

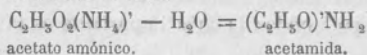
Las *neutras*, que son las mas numerosas, se presentan generalmente en estado sólido y cristalizadas, de sabor ligeramente dulce, poco solubles en el agua, si bien algunas son hasta delicuescentes, solubles en el alcohol y en el éter, el calor las funde y las volatiliza, descomponiéndolas á temperaturas elevadas, dando entre otros productos, cianógeno; no dan ninguna reacción con las tinturas vegetales pero algunas funcionan como bases amoniacaes débiles uniéndose á los ácidos para formar sales, calentadas á 200° con agua en tubos cerrados se combinan con aquella regenerando la sal amónica de que proceden y la misma reacción producen con los cuerpos hidratantes, como los ácidos diluidos, los álcalis, etc. aunque en estos

casos siempre se verifican otras reacciones secundarias; con los agentes deshidratantes, como el anhídrido fosfórico, pierden una molécula de agua y se transforman en *nitrilos*:



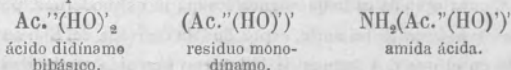
Los nitrilos son por lo tanto derivados de las sales amónicas de las que se han separado dos moléculas de agua.

Se preparan separando de las sales amónicas una molécula de agua por medio de la destilación seca:



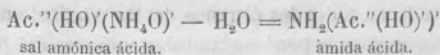
Por la acción del amoniaco sobre los anhídridos, sobre los cloruros de ácidos ó sobre los éteres compuestos se forman también estas amidas.

Las *amidas ácidas* ó *ácidos amidados*, son generalmente sólidas, solubles en el agua, por la acción del calor se volatilizan descomponiéndose en parte. Su constitución es fácil de comprender si se tiene en cuenta que los ácidos bibásicos pueden perder uno de los dos oxhidrilos que contienen, quedando un residuo monovalente que puede reemplazar á un átomo de hidrógeno del amoniaco para formar las amidas ácidas primarias:



Estas amidas funcionan como ácidos monobásicos formando sales cristalizables más solubles en el agua que las de los ácidos bibásicos de que proceden aquellas; forman también los éteres correspondientes á los que se dió el nombre genérico de *ametanas* (1308), el agua y todos los agentes hidratantes actúan sobre ellas transformándolas en la sal amónica de que se derivan, por el contrario los cuerpos ávidos de agua, como el anhídrido fosfórico, separan de ellas una molécula de aquella convirtiéndolas en los compuestos llamados *imidas* ó *imidos* que son á estas amidas, lo que los nitrilos á las neutras.

Se preparan sometiendo á la destilación seca las sales amónicas ácidas, para que pierdan una molécula de agua:

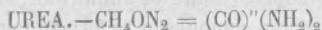


Pueden también obtenerse por la acción del amoniaco sobre el anhídrido de un ácido bibásico ó por la de alguno de sus éteres sobre la disolución acuosa de amoniaco.

Las *mono-amidas secundarias* y *terciarias* no ofrecen tanto interés como las primarias; las secundarias pueden obtenerse por la acción de los cloruros de los radicales de ácidos sobre las primarias y haciéndoles actuar sobre las secundarias se obtienen las terciarias.

POLIAMIDAS —Son las amidas derivadas de la sustitución del hidrógeno de dos ó más moléculas de amoniaco por radicales de ácidos polidinamos; tienen propiedades análogas á las mono-amidas y se clasifican como estas; se llamarán *diamidas*, *triamidas*, etc., según que procedan de *dos*, *tres*, etc. moléculas de amoniaco.

De todas las poliamidas la más importante es la *carbo-diamida* ó sea la *urea*.



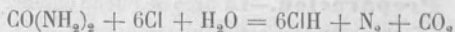
1346. HISTORIA Y SINONIMIA.—Indicada su existencia en la orina en 1773 por Rouelle el joven; obtenida por primera vez pura en 1799 por Vauquelin y Fourcroy; fué la primera sustancia orgánica que se obtuvo sintéticamente por Wöhler en 1828, combinando el ácido ciánico con el amoniaco, por lo que Liebig la consideró como un *cianato amónico*, *anómalo*; Berzelius creyó que era *amoniaco copulado con ácido ciánico*. El primero que la consideró como una amida fué Dumas, cuya opinión es la que siguen los químicos modernos, por lo que la denominan *carbo-diamida* primaria, suponiéndola derivada del tipo amoniaco bi-condensado en el que dos átomos de hidrógeno han sido sustituidos por el radical carbonilo (CO)".

1347. Estado en la naturaleza.—Es uno de los últimos productos de las combustiones fisiológicas de los animales; por eso se la encuentra en muchos líquidos de la economía animal, sobre todo en la orina del hombre, en la de los mamíferos carnívoros, en la de los herbívoros, en la de las aves y en la de algunos reptiles; existe en pequeña cantidad en la sangre, en el quilo, en la linfa, en el líquido amniótico y en los humores acuoso y vítreo del ojo; en algunos estados patológicos se la halla en gran cantidad en la sangre, en las exudaciones hidrópicas, en la saliva, en la bilis, en los cálculos biliares, en el sudor y en los productos que arrojan por el vómito los que padecen de uremia. Se la encontrado en todos los órganos de los plagiostomas y en el líquido alcalino segregado por las glándulas cutáneas del *Bufo cinereus*.

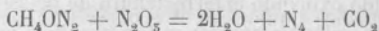
1348. Propiedades.—Es sólida, cristaliza en prismas de cuatro caras, aplastados y estriados, otras veces se presenta en agujas delgadas, incolora ó de color blanco, inodora, de sabor amargo y fresco

que recuerda el del nitro, su densidad 0,816, es soluble en su peso de agua y en cinco partes de alcohol frio y poco soluble en el éter, calentada á 100° se descompone desprendiendo amoniaco y transformándose en *biurea* ($C_2H_5O_2N_3$); si se la calienta gradualmente y con precaución se forman varios productos entre los que se hallan los ácidos cianúrico (**613**) y ciánico.

Tiene las propiedades que caracterizan á las amidas y como todas las de ácidos bibásicos, no experimenta la hidratación para transformarse en un ácido amidado; su disolución acuosa no ejerce acción sobre los colores vegetales pero se combina con los ácidos formando sales en las que funciona como una base. El cloro libre ó los hipocloritos reaccionan sobre la urea produciéndose ácido clorhídrico, nitrógeno y anhídrido carbónico:



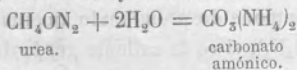
de una manera análoga actúan el bromo y los hipobromitos; estas reacciones se han utilizado para determinar la cantidad de urea que existe en la orina. Cuando sobre una disolución concentrada de urea se vierte ácido nítrico, se transforma en una masa cristalina formada por la reunión de un gran número de escamas blancas y brillantes de *nitrato de urea* (NO_3H, CH_4ON_2) soluble en el agua y en el alcohol y cuya disolución enrojece fuertemente el tornasol; se conocen también el *clorhidrato*, el *fosfato* y el *oxalato de urea*. El anhídrido y el ácido nitroso la descomponen rápidamente formándose agua y desprendiéndose nitrógeno y anhídrido carbónico, reacción que se ha utilizado también para determinarla cuantitativamente:



Los óxidos alcalinos actúan sobre ella produciendo carbonato alcalino y amoniaco, con el óxido mercúrico forma varios compuestos, también se combina con el óxido argéntico recién precipitado, forma igualmente compuestos definidos con algunas sales, como el cloruro de sodio ($CH_3ON_2, ClNa, H_2O$), con el nitrato mercúrico produce tres combinaciones diferentes á las que se debe el precipitado blanco en copos que se forma cuando se mezclan disoluciones de ambos cuerpos; esta reacción ha servido también para determinar la cantidad de urea.

No precipitan sus disoluciones por el cloruro mercúrico, con el nitrato argéntico dan un precipitado blanco de cianato de plata quedando en el líquido nitrato amónico; este es uno de los hechos que han servido de base para considerarla como un cianato amónico.

Cuando se calienta una disolución de urea á 140° en un tubo cerrado á la lámpara, se hidrata y se transforma en carbonato amónico:



Esta misma transformación la hacen experimentar ciertos fermentos y á ella se debe la producción del carbonato amónico en la orina cuando entra en putrefacción, merced á la descomposición del mucus que contiene; esta fermentación, llamada *amoniacal*, es de grandísima importancia porque en ella se funda la fabricación de las sales amónicas con el amoniaco extraído de la orina y por ella vuelve á la tierra el nitrógeno que ha servido para la nutrición de los vegetales y por lo tanto de los animales.

1349. Preparación.—La urea se puede obtener extrayéndola de la orina ó preparándola artificialmente.

De la orina se la extrae concentrando este líquido en baño de maría hasta reducirle á 1/6 de su volumen; se le adiciona entonces un volumen igual al suyo de ácido nítrico, que no contenga vapores nitrosos, y se forma una masa cristalina de nitrato de urea, que separada del líquido que tiene interpuesto, se redisuelve en agua, descolorando la disolución con carbón animal y se la hace cristalizar; disuelta nuevamente se trata por carbonato bórico, se forma nitrato bórico desprendiéndose gas carbónico, y queda libre la urea que se disuelve en el alcohol y se cristaliza.

Se la prepara artificialmente tratando una disolución de cianato potásico (obtenido oxidando el ferrocianuro de potasio por la manganesa) por otra de sulfato amónico; se forma sulfato potásico y cianato amónico (urea), que se separa de aquel disolviéndola en alcohol, de cuya disolución cristaliza.

La urea puede formarse también por todas las reacciones generales que se conocen para preparar las amidas, como por ejemplo, haciendo actuar el amoniaco sobre el cloruro de carbonilo ó sobre el carbonato de etilo; se produce además por la descomposición de muchas sustancias amidadas que existen en la economía animal, como la creatina, el ácido úrico, etc.

Se emplea alguna vez en Medicina.

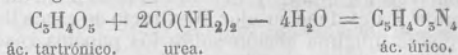
1350. Ureas compuestas.—Reciben este nombre los cuerpos resultantes de la sustitución total ó parcial del hidrógeno de la urea por los radicales alcohólicos. Se nombran anteponiendo á la pa-

labra *urea* el nombre del radical alcohólico; así se dice *metil-urea* ($\text{CH}_3(\text{CH}_3)\text{ON}_2$), *di-etil-urea* ($\text{CH}_2(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{ON}_2$), etc. Son sustancias que cristalizan, las que contienen dos moléculas del radical alcohólico son volátiles, las que no contienen más que una se descomponen por la acción del calor dando aminas primarias y compuestos isómeros del ácido cianúrico, todas son mono-ácidas y sus propiedades químicas análogas á las de la urea. Se preparan tratando los amoniacos compuestos (aminas) por el ácido ciánico ó por sus éteres ó estos por el amoniaco.

1351. Ureidas.—Son los compuestos resultantes de sustituir el hidrógeno de la urea por los radicales de los ácidos, es decir, que son amidas en las que la urea hace las veces del amoniaco. Se nombran anteponiendo á la palabra *urea* el nombre del radical del ácido, como por ejemplo, *acetil-urea* ($\text{CH}_3(\text{C}_2\text{H}_5\text{O})\text{ON}_2$). A este grupo de cuerpos corresponden el ácido *oxalúrico* y otros compuestos complejos que se hallan en el organismo animal ó que proceden de la descomposición de otros que se encuentran en este, como el ácido úrico, de algunos de los cuales se vá á tratar.

1352. Ácido úrico — $\text{C}_5\text{H}_4\text{O}_5\text{N}_4$ — Descubierto por Scheele en 1776 en unos cálculos urinarios y después en la orina, es uno de los cuerpos existentes en esta cuyo conocimiento ofrece más interés; existe además en los excrementos de los camellos y de otros animales. Se presenta en un polvo muy ligero formado por cristales pequeños romboidales, es blanco, inodoro é insípido, muy insoluble en el agua, en el alcohol y en el éter y apenas se disuelve en el ácido clorhídrico, sometido á la acción del calor dá cianógeno, ácidos cianhídrico y ciánico, urea y carbonato amónico.

Es un ácido débil que enrogece algo el papel azul de tornasol cuando está húmedo. Puede ser considerado como una ureida ácida (*ácido diurético*) derivada del tartronato de urea del que se separan cuatro moléculas de agua:



El ácido nítrico le disuelve y le oxida desprendiéndose nitrógeno y anhídrido carbónico; concentrando el líquido queda un residuo cristalino formado por *aloxana* y urea; si este residuo se calienta hasta desecarle completamente, toma color rojizo y si entonces se le humedece con una gota de amoniaco se produce una hermosa coloración rojo purpúrea, debida á que se forma la *murexida* (purpurato de amoniaco) ($\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_6\text{N}_6$); esta reacción se utiliza para demostrar la presencia del ácido úrico aun en cantidades muy pequeñas. Calentando una mezcla de ácido úrico, bióxido de plomo y agua, se forman *alantoina*, urea, ácido oxálico y anhídrido carbónico; el hidrógeno naciente le transforma en *xantina* y *sarkina*. Se disuelve en los álcalis formando los uratos correspondientes de cuya disoluciones es precipitado el ácido úrico añadiéndolas ácido clorhídrico.

Se prepara hirviendo con una legía de potasa ó de sosa los excrementos de los camellos, ó los cálculos vexicales úricos, se filtra el líquido y acidulándole por el ácido clorhídrico se precipita el ácido úrico, que puede purificarse por nuevas disoluciones en los álcalis y precipitaciones por el ácido clorhídrico.

1353. Aloxana.— $C_4H_2O_4N_2$.—Es uno de los cuerpos resultantes de la acción del ácido nítrico sobre el úrico (**1352**); es una diureida ácida derivada del *mesoxalato ácido de urea* por pérdida de dos moléculas de agua. Los cuerpos oxidantes, como el ácido nítrico, la transforman en *ácido parabánico* ($C_5H_2O_5N_2$); los reductores la convierten en *aloxantina* ($C_8H_4O_7N_4$).

MUREXIDA.—($C_8H_8O_6N_6$).—Es la materia colorante rojo purpúrea que se forma cuando se añade amoniaco al residuo de tratar el ácido úrico por el nítrico; es de color verde por reflexión y rojo por trasmisión, se disuelve en el agua y forma lacas con el nitrato mercúrico. Se la ha utilizado como materia colorante.

1354. Alantoína.—($C_4H_6O_5N_2$).—Es una diureida derivada del *oxiglicocolato de urea* por separación de dos moléculas de agua; existe formada en los líquidos amnióticos de las vacas. Es una sustancia sólida cristalina que ya se ha dicho (**1352**) se forma haciendo hervir una mezcla de bióxido de plomo, ácido úrico y agua.

1355. Creatina.— $C_4H_9O_2N, H_2O$.—Esta sustancia descubierta por Chevreul en el caldo, existe en el líquido que humedece los músculos lisos y estriados de los animales y por consiguiente en el extracto de carne, en el de las células contractiles, en la sangre, en el líquido amniótico, en la orina humana, en la del perro, etc. (1).

Cristaliza en prismas transparentes y muy brillantes, incoloros cuando está pura, de sabor algo amargo, soluble en el agua caliente de cuya disolución cristaliza con una molécula de aquella, insoluble en el alcohol absoluto y en el éter, á 100° pierde el agua de cristalización y sus cristales se hacen opacos y mates, sometida durante algún tiempo á la ebullición con agua se transforma en *creatinina*.

Las aguas madres en cuyo seno ha cristalizado la creatina contienen una *diureidapirúvica* que es la *sarcina* ($C_5H_4ON_4$), otra ureida ácida el *ácido inósico* ($C_5H_8O_6N_2$) y un azúcar del grupo de las glucosas (**1184**) que es la *inosita* ($C_6H_{12}O_6 + 2H_2O$). El ácido inósico tiene un olor muy agradable á caldo y á él debe su olor el extracto de carne llamado *osmazomo*, no ejerce ninguna acción sobre los papeles reactivos, se combina, sin embargo con los ácidos para formar sales cristalizables, si se le calienta con los ácidos enérgicos se transforma en creatina. Es una diureida que se deriva de la separación de una molécula de agua del compuesto que forma la urea con la sarcosina, por esto cuando se la hace hervir con barita cáustica se desdobra en *sarcosina* ó *metil-glicocola* ($C_5H_7O_2N$) y en *urea*; prolongando la acción de la barita la urea se descompone desprendiéndose amoniaco y formándose carbonato bórico.

Se prepara disolviendo en agua el extracto de carne, tratando la disolución por acetato plúmbico, filtrando para separar el precipitado, haciendo pasar una corriente de gas sulfhídrico para precipitar el exceso de plomo, y evaporando el líquido á un calor suave para que cristalice la creatina; las aguas madres tratadas por alcohol dejan precipitar mas creatina.

(1) 100 gramos de carne de pollo contienen 3,2 gramos de creatina y 100 de carne de buey no contienen mas que 0,7 de aquella; el corazón es muy rico en creatina. Esta sustancia, producto de la desasimilación de los músculos, pasa de estos á la sangre y es secreta da por los riñones.

Se la ha sintetizado haciendo actuar con lentitud la cianamida sobre la sacorsina.

1356. Creatinina.— $C_4H_7ON_3$.—Acompaña á la creatina en el líquido muscular, en la sangre y en el líquido amniótico; existe normalmente en la orina humana y en las del perro, caballo y ternera.

Cristaliza en prismas brillantes, incoloros, de sabor cáustico, solubles en el agua fría y mejor en la caliente y en el alcohol hirviendo, muy poco soluble en el éter, quemándola sobre una lámina de platino no deja residuo. Da reacción alcalina con el papel rojo de tornasol y funciona como una base orgánica, se combina con los ácidos para formar sales solubles y cristalizables, de las que son bien conocidas el *clorhidrato* y el *sulfato de creatinina*, desaloja al amoniaco de las sales amónicas y forma con algunas sales metálicas, sales dobles cristalizables, de óxido metálico y de creatinina.

Se puede extraer de la orina y de las aguas madres de la obtención de la creatina, para lo cual se tratan estas por una disolución alcohólica de cloruro zincico, que tiene la propiedad de formar con la creatinina un compuesto cristalino, que tratado por hidrato de plomo se forma un precipitado de cloruro plúmbico y óxido de zinc, quedando en disolución la creatinina.

1357. Breve idea de otras amidas.—Además de las anteriores sustancias hay otras varias que pueden incluirse en el grupo de las amidas; tales son la *taurina* ($C_2H_7O_3NS$) que se halla en la bilis, el *ácido taurocólico* ($C_{26}H_{45}O_7NS$) que es una amida derivada del colalato de taurina, el *ácido hipúrico* (1287) ó sea la amida ácida derivada del benzoato de glicocola, el *ácido glicocólico* ($C_{26}H_{45}O_6N$) que se deriva del colalato de glicocola, etc.

También se suele referir á las amidas la materia colorante llamada *indigo*.

1358. Indigo.— C_8H_5ON .—Es una materia colorante nitrogenada que no preexiste en los vegetales del género *indigofera*, en el *isatis tinctoria* y otros que sirven para extraerle; estos contienen una sustancia llamada *indican* análoga á los glucosidos, que por fermentación se desdobla en indigo é indoglucina; dicha sustancia ha sido hallada también en la orina humana.

La materia colorante del añil cuando es pura (*indigotina*) se presenta, si ha sido sublimada, en prismas aciculares de color azul intenso, con reflejos purpúreos, toma lustre cobrizo por el frotamiento, no tiene olor ni sabor, es insoluble en el agua, en el alcohol frío y en el éter, el alcohol caliente y la esencia de trementina la disuelven algo, se volatiliza á unos 100°, el hidrógeno y los cuerpos reductores la convierten en *indigo blanco* que el oxígeno vuelve azul; se disuelve bien en el ácido sulfúrico concentrado y mejor en el fumante (página 178) á la temperatura de unos 60°, dando dos ácidos, el *sulfo-indigótico* ($C_8H_5O_4NS$) y el *sulfo-purpúrico* ($C_{16}H_{10}O_4N_2S_2$); esta disolución es de un hermoso color azul y se emplea en los laboratorios como reactivo y en la tintorería (*azul de Sajonia*, *sulfato de indigo*, etc.); el ácido nítrico diluido transforma al indigo en *isatina*, el concentrado le convierte primero en *ácido nitro-salicílico* ($C_7H_5(NO_2)O_3$) y después en *ácido picrico*; con la potasa cáustica dá *ácido antranílico* ($C_7H_7O_2N$) que después pasa á *ácido salicílico* desprendiéndose amoniaco; si se destila el indigo con potasa se obtiene *anilina* (C_6H_7N).

Para prepararle se maceran en agua hasta que fermentan, los tallos y las hojas de las plantas indigoferas recolectadas en la época de su floración; agitados los líquidos después en contacto del aire se forma un precipita azul que se deja sedimentar, se separa del líquido por decantación, se le divide en panes prismáticos, que es como circula en el comercio, y se le deseca; esta sustancia no contiene mas que de 50 á 90 $\frac{o}{o}$ de materia colorante y para obtener esta pura se la somete á la sublimación.

Tiene mucho uso en la tintoreria.

AMINAS ORGÁNICAS.

Alcaloides artificiales.

1359. HISTORIA.—La primera base orgánica que se obtuvo artificialmente fué la *urea*; posteriormente se formaron compuestos nitrogenados con propiedades alcalinas por la acción del amoniaco sobre ciertas esencias, como por ejemplo, la *thiosinamina*, la *benzolina*, la *furfurina* etc., por la destilación seca de varias sustancias orgánicas y por otras reacciones químicas; pero este estudio no adquirió carácter de generalidad hasta 1849 á consecuencia de los trabajos de Wurtz y Hoffmann acerca de la preparación de los *amoniacos compuestos*; desde dicha época el estudio de estos cuerpos es el objeto predilecto de los químicos mas notables.

1360. Definición y divisiones.—Ya se dijo (**373**) que se dá el nombre de *aminas* á los cuerpos resultantes de la sustitución del hidrógeno del tipo amoniaco por radicales electro-positivos. Estos compuestos tienen el mismo carácter químico que el amoniaco y como este, pueden neutralizar á los ácidos formando sales y por esto cuando el radical que ha sustituido al hidrógeno del amoniaco es orgánico, reciben el nombre *álcalis orgánicos* ó *alcaloides*; pero como existen sustancias orgánicas naturales que funcionan también como bases, de aquí que á los primeros se les dé el calificativo de *artificiales* y á los segundos el de *naturales*; estos se estudiarán como apéndice á los primeros.

Las aminas orgánicas serán (págs. 223 y 224) *mono-aminas* ó *poli-aminas*, según que se supongan derivadas de una ó de más moléculas de amoniaco y serán *primarias*, *secundarias* ó *terciarias*, según que los átomos de hidrógeno del amoniaco sustituidos por el radical positivo, sean *uno*, *dos* ó *tres*; cuando la sustitución se verifica por dos ó tres radicales diferentes, las aminas se llaman *mixtas*.

1361. Nomenclatura.—Se nombran tomando como raíz el nombre del radical que sustituye al hidrógeno del amoniaco, dándole la terminación *aco* para asemejarles al *amoniaco*, así se decía *etiliaco*, *metiliaco*, *amiliaco*. Después la terminación *aco* se ha sustituido por *ina* y se dice *metilamina*, *etilamina*, *amilamina*, recibiendo todos ellos el nombre genérico de *aminas* que es del amoniaco, tipo de donde se derivan.

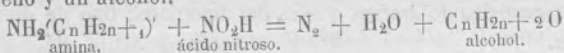
Debe advertirse que en Química orgánica hay muchos cuerpos que no pertenecen al grupo de las bases y que sin embargo sus nombres tienen la terminación *ina*, como por ejemplo: *albúmina*, *gelatina*, *estearina*.

1362. Estado en la naturaleza.—Algunas aminas orgánicas existen en ciertas sustancias naturales, como la *trimetilamina* que se halla en las flores del *Cratægus oxyacantha*, en el *Chenopodium vulvaria*, en el aceite de hígado de bacalao, etc.

1363. Propiedades físicas.—Unas son gaseosas y otras líquidas, incoloras, de olor amoniacal desagradable, casi todas solubles en el agua, estando su coeficiente de solubilidad en razón inversa de su peso molecular; todas se volatilizan sin descomponerse y su volatilidad está también en razón inversa de su peso molecular, de tal manera, que son gaseosas las formadas por el radical metilo; son combustibles y arden con llama muy brillante.

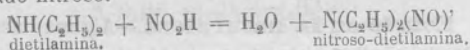
1364. Propiedades químicas.—Son análogas á las del amoniaco, al que algunas de ellas desalojan de sus sales; su carácter básico es más pronunciado en las que contienen mayor número de radicales alcohólicos; según esto las terciarias son más enérgicas que las secundarias y primarias; sin embargo, Cannizaro ha observado lo contrario en las aminas benzílicas, en las que la primaria ó *benzilamina* es una base enérgica que absorbe directamente el ácido carbónico del aire, mientras que la *tribenzilamina* tiene poca afinidad para los ácidos. Con los cuerpos halógenos dan derivados por sustitución que son bases tanto menos enérgicas, cuanto más átomos del cuerpo halógeno contienen; se combinan con los hidrácidos dando las sales correspondientes, de las que los cloruros tienen la propiedad de disolverse en alcohol absoluto, carácter que las diferencia del cloruro amónico y que permite efectuar su separación de este cuerpo; estos cloruros dan precipitados amarillos con el cloruro platínico, que son cloruros dobles de constitución análoga á la del cloruro doble de amonio y platino y

que se han utilizado para fijar la composición de estas aminas. Con el anhídrido y el ácido nítrico dan las aminas primarias una reacción semejante á la que produce el amoniaco con dicho ácido; en efecto, así como estos reaccionando originan nitrógeno y agua, aquellas dan nitrógeno y un alcohol:



generalmente se produce esta reacción haciendo actuar el nitrito potásico sobre los clorhidratos de las aminas.

Las aminas secundarias sometidas al mismo tratamiento dan agua y un derivado nítrico:

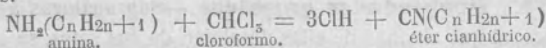


Las terciarias no son atacadas por dicho cuerpo.

Algunas veces se consigue sustituir el hidrógeno de la amina por el radical nítrilo (NO_2') como sucede en la anilina.

Con los cloruros y los anhídridos de los ácidos y con los éteres compuestos, dan las aminas reacciones análogas á las del amoniaco, y los cuerpos resultantes, parecidos á las amidas, reciben el nombre de *alcalamidas*.

Tratadas las amidas primarias por el cloroformo, en presencia de una disolución alcohólica de potasa, se transforman en éteres cianhídricos:

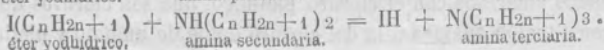
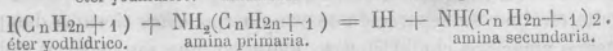
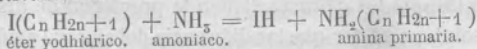


cuyo olor es característico, por lo que esta reacción se utiliza para reconocer á estas aminas aún en cantidades muy pequeñas.

1365. Obtención.—Pueden obtenerse por bastantes reacciones, de las que las más principales son las siguientes:

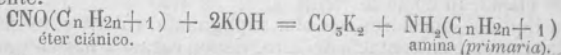
1.º Destilando algunas sustancias nitrogenadas solas ó con potasa cáustica; así se obtienen la anilina de las breas de la hulla, la propilamina destilando la narcotina con potasa, etc.; este método no es tan general como los que siguen.

2.º Tratando los éteres yodhídricos, ó sean los yoduros de los radicales alcohólicos, por el amoniaco, por una amina primaria ó por una secundaria, resultarán aminas primarias, secundarias ó terciarias respectivamente:

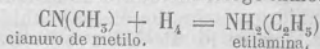


Si en este procedimiento se hace actuar un éter yodhídrico de un alcohol diferente de aquel cuyo radical contiene la amina, resultarán *aminas mixtas*.

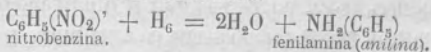
3.º Destilando con potasa ó sosa en esceso los éteres ciánicos ó cianúricos, se forma carbonato potásico ó sódico y la amina correspondiente:



4.º Haciendo actuar el hidrógeno naciente sobre los éteres cianhídricos, se forma una amina que contiene un radical alcohólico que no es el del cianuro, sino el término homólogo inmediatamente superior:



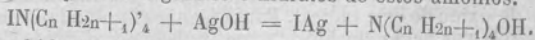
5.º Haciendo actuar el hidrógeno sobre los derivados nitrados de los hidrocarburos de la série aromática:



Por reacciones iguales á las anteriores se obtienen la *toluidina* (del nitro-tolueno), la *naftalidina* (de la nitro-naftalina), etc.

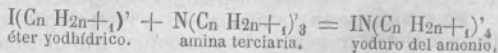
1366. Derivados del amonio.—Su descubrimiento se debe á Hoffman. Estos cuerpos son yoduros del radical *amonio* (NH_4) en los que los cuatro átomos de hidrógeno de este radical han sido sustituidos por cuatro moléculas de radicales alcohólicos iguales ó diferentes. Se nombran formando una palabra compuesta por el nombre ó nombres de los radicales alcohólicos y la palabra amonio, así se dice: *yoduro de tetra-metil-amonio* al cuerpo $\text{IN}(\text{CH}_3)_4$, *yoduro de metil-etil-amil-fenil-amonio*, al compuesto: $\text{IN}(\text{CH}_3)'(\text{C}_2\text{H}_5)'(\text{C}_5\text{H}_{11})'(\text{C}_6\text{H}_5)'$.

Estos cuerpos que pueden considerarse como *aminas (amonios) cuaternarias*, cristalizan fácilmente casi todos ellos y son bastante estables; se pueden combinar con más cantidad de yodo para formar poliyoduros, la potasa cáustica no les ataca, el hidrato argéntico les convierte en yoduro argéntico é hidratos de estos amonios:

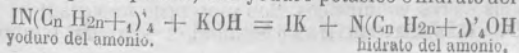


Estos hidratos de amonios, llamados *alcaloides artificiales oxigenados*, son cuerpos que cristalizan, inodoros y muy solubles en el agua, por la acción del calor se descomponen dando agua, un hidrocarburo de la fórmula $\text{C}_n \text{H}_{2n}$ y una amina terciaria; su carácter químico es el de bases enérgicas muy cáusticas y análogas á los hidratos de los metales alcalinos, absorbiendo como ellos el ácido carbónico del aire.

Se preparan los yoduros de estos amonios tratando los éteres yodhídricos por una amina terciaria:



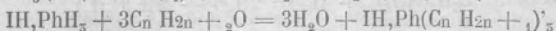
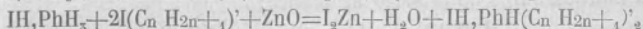
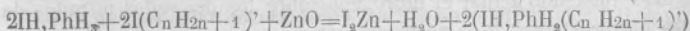
estos, tratados por la potasa, dan yoduro potásico é hidrato del amonio:



1367. Fosfaminas ó fosfinas.—Siendo el fosfuro trihidrico ó fosfamina un tipo secundario del tipo amoniaco (**385**) puede su hidrógeno ser sustituido por los radicales alcohólicos dando derivados análogos á los de aquel, que han recibido el nombre fosfaminas ó fosfinas; además en los compuestos que forma el fosfuro trihidrico con los hidrácidos (pág. 232) pueden sustituirse los cuatro átomos de hidrógeno por dichos radicales formando *fosfonios*, análogos á los *amonios*. Se clasifican como las aminas.

Son líquidos, incoloros, de olor repugnante, volátiles, se inflaman espontáneamente en contacto del aire, tienen carácter básico y se combinan con los ácidos para formar sales; los cuerpos halógenos y el azufre actúan sobre ellos con energía, en lo que se diferencian de las aminas; las fosfinas primarias son descompuestas por el agua.

Se preparan haciendo actuar el yoduro de fosfonio, ó sea el yodhidrato del fosfuro trihidrico, sobre los éteres yodhidricos, en presencia del óxido de zinc, ó sobre los alcoholes respectivos:



Los yoduros de los fosfonios tratados por óxido de plata hidratado, dan los hidratos de dichos fosfonios.

1368. Arsenaminas ó arsinas.—Son los derivados del arseniuro trihidrico (*arsenamina*) correspondientes á los del amoniaco é hidrógeno fosforado; de ellos los hay que se derivan del *arsenamonio* ó *arsonio* (AsH_4) (**397**). A estos compuestos se refieren el radical *cacodilo* y sus derivados.

CACODILO.—Este radical resulta de la union del arsénico con dos de *metilo* (CH_3)'; su fórmula es $\text{As}'''(\text{CH}_3)_2$ ó $\text{As}_2(\text{CH}_3)_4$, (**1085**). Fué descubierto por Cadet en 1760 destilando una mezcla de acetato potásico y anhídrido arsenioso; obtuvo un líquido oleaginoso, de olor escesivamente desagradable y que emite muchos humos en contacto del aire, por lo que se le llamó *líquido fumante de Cadet*; analizado después por Bunsen demostró que está constituido por una mezcla de cacodilo y de óxido de este radical. Para obtener el radical puro se trata dicha mezcla por ácido clorhídrico que transforma al óxido de cacodilo en cloruro, que calentado con zinc á 100° , en tubos cerrados, se forma cloruro de zinc y el cacodilo queda libre y puro.

Es un líquido denso, de olor aliáceo penetrante, emite humos en contacto del aire y hasta puede inflamarse espontáneamente; es muy venenoso. Su molécula, que es incompleta, puede saturarse por varios cuerpos dando origen á derivados de los que los más importantes son el *monocloruro* ($\text{ClAs}(\text{CH}_3)_2$) y el *tricloruro de cacodilo* ($\text{Cl}_3\text{As}(\text{CH}_3)_2$), un *óxido* ($(\text{As}(\text{CH}_3)_2)_2\text{O}$) y el *ácido cacodílico* ($\text{As}(\text{CH}_3)_2\text{O}_2\text{H}$).

1369. Estibaminas ó estibinas.—Son los cuerpos resultantes de la sustitución del hidrógeno del antimoniuro trihidrico por los radicales alcohólicos; se preparan por la acción del antimoniuro potásico sobre los éteres yodhidricos. Son muy poco importantes.

1370. Bismutaminas ó bismutinas.—Existen también com-

puestos formados por el bismuto y los radicales alcohólicos, que pueden referirse á los anteriores. Compuestos análogos forma el boro.

1371. Indicación de algunos cuerpos comprendidos en este grupo.—Las aminas más conocidas de las formadas por los radicales de alcoholes monodínamos son la *metilamina* ($\text{NH}_2(\text{CH}_3)$) la *etilamina* ($\text{NH}_2(\text{C}_2\text{H}_5)$) descubierta por Wurtz en 1849, la *propilamina* ($\text{NH}_2(\text{C}_3\text{H}_7)$) y el *óxido de tetra-etil-amónio* ($\text{N}(\text{C}_2\text{H}_5)_4\text{OH}$).

Entre las aminas derivadas de los glicoles ó alcoholes didínamos debe mencionarse la *neurina* (**1174**) ó sea el *hidrato de trimetil-oxi-etileno-amónio* ($\text{C}_5\text{H}_{15}\text{O}_3\text{N}$) sustancia existente en el tejido nervioso en la bilis y en la yema del huevo, cuya síntesis hizo Wurtz.

A estos compuestos corresponde también la *glicocola* ó *glicolamina*, la *leucina* y algún otro.

GLICOCOLA.— $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}_2\text{N}$.—Esta sustancia llamada también azúcar de gelatina, cristaliza en prismas romboidales oblicuos, se funde á 170° y á mayor temperatura se descompone dando varios derivados. Es un cuerpo que funciona como una base y como un ácido monobásico, por lo cual forma compuestos con los ácidos (clorhidrato, nitrato, benzoato y oxalato de glicocola) y con los óxidos (glicolato de plata); el ácido nitroso la transforma en *ácido glicólico* (**1292**); los oxidantes la convierten en ácido cianhídrico, agua y anhídrido carbónico.

Se prepara tratando la gelatina por el ácido sulfúrico concentrado; hirviendo el ácido hipúrico con ácido clorhídrico; haciendo actuar el amoniaco sobre el ácido tricloro-acético, etc.

LEUCINA — $\text{C}_6\text{H}_{15}\text{O}_2\text{N}$.—Descubierta por Prouts en 1818 en el queso rancio. Existe en un gran número de líquidos glandulares, en el páncreas que la contiene en mayor cantidad que los demás órganos, en el hígado, en el bazo, en el cuerpo tiroideo, en las glándulas salivares, en la sangre de los leucémicos, etc.; cristaliza en escamas nacaradas, blancas, suaves al tacto, inodoras é insípidas, algo soluble en el agua fría, más en la caliente, poco soluble en el alcohol é insoluble en el éter, á 110° se sublima sin descomponerse, á mayor temperatura se funde y después se descompone en amilamina y anhídrido carbónico; no ejerce ninguna acción sobre los papeles reactivos; forma compuestos solubles y cristalizables con los ácidos clorhídrico, sulfúrico y nítrico; el anhídrido nítrico la transforma en *ácido léucico* ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_5$); fundida con potasa dá ácido valerianico.

Se prepara haciendo hervir durante 24 horas raspaduras de una sustancia córnea con ácido sulfúrico diluido en agua; se neutraliza después el líquido con lechada de cal, se separa por filtración el sulfato cálcico y se trata por ácido oxálico para precipitar la cal disuelta; filtrando nuevamente y dejando el líquido en reposo, comienza por depositarse tirosina y después cristaliza la leucina que queda en las aguas madres; se purifica cristalizándola nuevamente en alcohol poco concentrado.

TIROSINA.— $\text{C}_9\text{H}_{11}\text{O}_5\text{N}$.—Existe en algunas glándulas, como el bazo y el páncreas, en el hígado en ciertos estados patológicos, en los esputos de los que padecen afecciones crupales, en las escamas cutáneas de los pelagrosos, en la orina de los que padecen de reblandecimiento del hígado, en algunos animales, como los artropodos, etc.; es el producto del desdoblamiento de muchas sustancias animales nitrogenadas. Cristaliza en agujas sedosas, blancas, inodoras é insípidas; se disuelve difícilmente en el agua fría, soluble en el alcohol, en el éter, en los

ácidos minerales y en los álcalis; fundida con potasa cáustica se desdobla en amoníaco y en los ácidos acético y para-oxibenzóico.

Se la prepara como se ha dicho al hablar de la leucina.

De las aminas derivadas de los fenoles la más importante es la *anilina* ó *fenilamina*.

ANILINA.— C_6H_7N

(*fenilamina* = $NH_2(C_6H_5)'$)

1372. HISTORIA.—El primero que indicó su existencia entre los productos de la destilación seca del añil fué Unverdorben en 1826 que la llamó *crystalino*; Runger la halló después en las breas de la hulla y la dió el nombre de *kianol*; en 1840 Friszsche la obtuvo calentando el añil con potasa.

1373. Propiedades.—Es un líquido muy movible, incoloro, de olor ligeramente aromático pero desagradable, de sabor ácre y quemante, su densidad 1,031, casi insoluble en agua, soluble en el alcohol, en el éter y en los aceites grasos y volátiles, hierve á $184^{\circ},8$ y la densidad de su vapor es 3,21. No dá reacción alcalina con el papel rojo de tornasol, pero funciona como un alcaloide, puesto que satura á los ácidos para formar sales bien caracterizadas y precipita á los óxidos metálicos de sus disoluciones salinas; dá derivados por sustitución con los cuerpos halógenos, absorbe el oxígeno tomando color oscuro, el ácido nítrico la transforma en nitrofenol; parte del hidrógeno de la anilina puede ser sustituido por radicales alcohólicos formándose los derivados correspondientes, como la *metilanilina* ó *metilfenilamina* ($NH(CH_3)(C_6H_5)$), la *etilnilina* ó *etilfenilamina* ($NH(C_2H_5)(C_6H_5)$) etc.; calentada la anilina con su clorhidrato se transforma en *clorhidrato de difenilamina* que tratado por agua deja cristalizar la *difenilamina* ($NH(C_6H_5)_2$).

La anilina dá reacciones características con ciertos cuerpos; con la mezcla de un nitrato y ácido sulfúrico produce un color *rojo* intenso; con el bicromato potásico y ácido sulfúrico, color *azul*, que adicionando agua pasa á violado; con el hipoclorito cálcico dá color *violado*; con el clorato de cobre, color *negro* intenso. La importancia de estas reacciones consiste en la aplicación que de ellas se hace en la industria para obtener diferentes materias colorantes de gran valor por su pureza.

Forma varias sales, como el *clorhidrato* (ClH, C_6H_7N) y el *oxalato* ($C_2O_4(C_6H_7N)_2$); estas sales pierden agua por la acción del calor, dando derivados análogos á las amidas, por lo que Gerhardt los llamó *anilidas*.

1374. Preparación.—Se prepara la anilina sometiendo la nitrobenzina (**1082**) á la acción de agentes reductores como el hierro y el ácido acético; después de doce horas se calienta la masa y se obtiene así una sustancia oscura que sometida á la destilación primero sola y después con cal, deja libre la anilina.

1375. APLICACIONES.—Se emplea para preparar las materias colorantes que se derivan de ella, como se verá más adelante.

TOLUIDINA (C_7H_9N).—Es una sustancia que acompaña á la anilina en las breas de la hulla, siendo análoga á ella por sus caracteres; se conocen dos toluidinas isómeras, una sólida, fusible á 45° , y otra líquida oleaginosa, incolora, de 1,002 densidad, que hierve á 202° y que ha

recibido el nombre de *pseudo-toluidina*; se diferencian en que el oxalato de toluidina es insoluble en el éter, mientras que el de pseudo-toluidina no lo es. Se prepara como la anilina, reduciendo el nitro-tolueno por el hierro y el ácido acético.

ROSANILINA ($C_{20}H_{19}N_5$).—Esta base se produce cuando se trata por los cuerpos oxidantes ó por los deshidrogenantes una mezcla formada por una molécula de anilina y dos de toluidina; es una sustancia incolora que forma con los ácidos, sales cuyas disoluciones son rojas y que cristalizan en escamas de color verde con irisaciones parecidas á las de los élitros de las cantáridas; las disoluciones de estas sales son descoloradas por el amoniaco.

La rosanilina forma muchos compuestos algunos de los cuales tienen mucha importancia como materias colorantes; el primero que se obtuvo (1858) fué el violeta Perkin tratando el sulfato de anilina por una mezcla de bicromato potásico y ácido sulfúrico; un año después se descubrió en Lion el *rojo de rosanilina* que es la sustancia conocida vulgarmente con el nombre de *fuchsina*, que se obtiene tratando la anilina del comercio (mezcla de anilina y toluidina) por el cloruro estannico, el percloruro de carbono ó el ácido arsénico; este ha sido el más empleado y actúa formando arseniato y arsenito de rosanilina que separados por filtración de las impurezas, se tratan por una disolución concentrada de cloruro sódico, formándose arseniato y arsenito sódicos y *clorhidrato de rosanilina* (*fuchsina*) que cristaliza. Para evitar el empleo del ácido arsénico se le reemplaza hoy por la nitro-benzina, ácido clorhídrico y torneaduras de hierro.

La rosanilina dá á su vez una porción de derivados, muchos de los cuales son materias colorantes muy apreciadas por sus aplicaciones, cuyo estudio detallado corresponde á las obras de Química aplicada.

1376. Piridina (C_5H_5N) **y homólogos.**—Se dá el nombre de *bases pirídicas* á ciertas sustancias existentes en varios productos pirogenados, tales como los procedentes de la destilación seca de los huesos (aceite animal de Dippel), los aceites obtenidos en la destilación de las hullas, de las turbas, de ciertas pizarras bituminosas etc. El tipo de dichas bases es la *piridina*, cuerpo líquido que hierve á 115° y que resulta de la sustitución de cuatro átomos de hidrógeno de la metil-amina por dos moléculas de acetileno; si en vez de este son el alyleno y sus homólogos los que sustituyen al hidrógeno resultan los homólogos de la piridina, tales como la *picolina* (C_6H_7N), la *lutidina* (C_7H_9N) y la *colidina* ($C_8H_{11}N$). Estas sustancias son isómeras de la anilina y sus homólogos.

ALCALOIDES NATURALES.

Generalidades.

1377. HISTORIA.—Derosne obtuvo del ópio en 1803, una sustancia cristalizada que no sospechó fuese un alcaloide, porque entonces se creía que en los vegetales no podían existir principios alcalinos; un año después Serttner y Seguin ya observaron propiedades alcalinas en la sustancia que extrajeron

del ópio, pero las atribuyeron al amoniaco que habían empleado; en 1817 el mismo Sertüerner publicó una memoria sobre la morfina, en la que demostraba que esta sustancia era de naturaleza alcalina de por sí, siendo por lo tanto el primer alcaloide natural que se conoció; desde dicha época muchos químicos se han dedicado á extraer alcaloides de várias plantas de propiedades medicinales activas, descubriendo gran número de ellos.

1378. Nomenclatura.—Los nombres de los alcaloides naturales se forman tomando como raíz una palabra que indique la procedencia ó cualquiera otra circunstancia del cuerpo, dándole la terminación *ina*; por ejemplo, *quinina*, á uno de los alcaloides de las quinas, *nicotina*, al del tabaco, *morfina*, al del ópio etc.

Algunas veces se representan abreviadamente las fórmulas de estas sustancias por la inicial de su nombre ó esta seguida de otra letra minúscula del mismo nombre, y encima el signo $+$ así por ejemplo:

la *quinina* se representa por $\overset{+}{\text{Qu}}$; la *brucina* por $\overset{+}{\text{Br}}$, etc.

1379. Estado en la naturaleza.—Rara vez se hallan libres; por lo general se encuentran en el organismo en estado de sales, formadas algunas por ácidos inorgánicos, como el clorhídrico y el sulfúrico, y la mayor parte por los orgánicos, como el acético, el láctico, el málico, el mecónico, el tánico, el quínico, etc.

1380. Propiedades físicas.—Casi todos son sólidos, algunos son líquidos, incoloros, los sólidos son inodoros, los líquidos tienen olor fuerte y penetrante que recuerda el del material orgánico de que proceden, su sabor es muy amargo y son venenos muy activos carácter que comunican á sus compuestos; insolubles ó poco solubles en el agua, siendo los mas solubles los líquidos y estos mas en frío que en caliente, solubles en el alcohol ordinario, en el metílico y en el amílico, algunos lo son en el éter, en el cloroformo, en ciertos hidrocarburos, etc , pero otros no, carácter que se utiliza para separarles. La mayor parte son fijos á la acción del calor, los líquidos y alguno sólido, como la cinchonina, son volátiles, existiendo cierta relación entre esta propiedad y su composición, puesto que los fijos contienen oxígeno y los volátiles, hecha escepción de la cinchonina, no le contienen; á temperaturas elevadas se descomponen dando diversos productos entre los que á veces se hallan algunos alcaloides artificiales; todos son levogiros escepto la cinchonina que es dextrogiro; las corrientes eléctricas descomponen á muchos alcaloides.

1381. Propiedades químicas.—Son sustancias nitrogenadas de carácter básico, enverdecen las tinturas azules de violetas y de malvas y restablecen el color azul á la de tornasol enrojecida por los ácidos; se combinan integralmente con estos para formar sales, sin separarse agua, en lo que se parecen á las aminas.

Para explicar la constitución química de estos cuerpos se han ideado varias hipótesis; primero se trató de asimilarles á los óxidos metálicos y se les consideró como óxidos de radicales orgánicos electro-positivos; después Robiquet y Berzelius creyeron que eran amoniacos copulados, debiendo atribuirse sus diferentes cualidades á las diversas cópulas unidas al amoniaco; Dumas opinaba que eran amidas básicas; hoy, comparándolas á los alcaloides artificiales, se admite que se derivan del tipo amoniaco por la sustitución total ó parcial del hidrógeno de este por radicales electro-positivos que aún no han sido descubiertos y de cuyo descubrimiento depende la resolución de uno de los problemas más interesantes que tiene planteados la Química orgánica, cual es la preparación artificial de alcaloides iguales á los naturales.

La capacidad de saturación de los alcaloides por los ácidos es diferente; unos se saturan con una molécula de un ácido monobásico y son por lo tanto *mono-ácidos*; otros necesitan dos, cual si se derivaran de dos moléculas de amoniaco, y se llaman *diácidos*; se ha creído que este carácter está en relación con el número de átomos de nitrógeno que contienen y si bien es cierto que se observa que por lo común los diácidos tienen dos de nitrógeno, como la quinina, hay muchas escepciones, como la estricnina y la bruciña, que conteniendo también dos de nitrógeno son sin embargo mono-ácidas y como la cafeína que también lo es y tiene cuatro de nitrógeno. Esta cuestión no podrá resolverse con seguridad interin no se conozca la verdadera constitución de los alcaloides naturales.

El carácter químico más constante que presentan estos cuerpos es el de combinarse con los ácidos para formar las sales correspondientes, obedeciendo á las leyes generales de la combinación; de ellas los cloruros, sulfatos, nitratos y acetatos son por lo general solubles en el agua y de estas disoluciones precipitan á los alcaloides, las bases alcalinas y alcalino-térreas; los oxalatos, agallatos, tartratos, cítratos y sobre todo los tanatos, son insolubles ó poco solubles; los oxalatos y tartratos ácidos se disuelven en el alcohol absoluto, hecho que se utiliza en el reconocimiento de los alcaloides en los casos de envenenamiento.

Con los *cloruros áurico y platínico* dan cloruros dobles cristaliza-

bles y poco solubles; también dan precipitados con el *yoduro potásico yodurado*, con el *doble yoduro mercúrico-potásico*, con el *ácido fosfomolibdico* y con otros reactivos; de estas reacciones algunas son muy sensibles y características y se utilizan en análisis química para el reconocimiento de estos cuerpos; igualmente se utiliza con el mismo objeto la acción que los agentes oxidantes producen sobre los alcaloides, que se manifiesta por coloraciones muy características aunque muy fugaces; la mayor parte de estas reacciones no han recibido aún una explicación satisfactoria.

Los éteres yodhídricos actuando sobre ellos producen derivados en los que parte del hidrógeno del alcaloide ha sido reemplazado por los radicales alcohólicos; estos derivados, que son también bases enérgicas, tienen importancia porque pueden conducir á demostrar la analogía que parece existe entre los alcaloides naturales y los artificiales.

1382. Extracción.— Los procedimientos para extraerlos difieren algo según que sean fijos ó volátiles, insolubles ó solubles.

En general, se trata el material orgánico que contiene el alcaloide, convenientemente dispuesto para ello, por un disolvente neutro ó ácido que forme con aquel un compuesto soluble, generalmente una sal, que se separa por filtración; se trata la disolución obtenida por un alcali ó un carbonato alcalino ó ciertos óxidos metálicos, como el de plata y el de plomo, y se separa el alcaloide por precipitación, si es fijo é insoluble, ó queda en disolución si es soluble, ó por destilación si es volátil; el alcaloide así aislado no es puro, se le purifica transformándole nuevamente en sal y descomponiendo esta tantas veces como sea necesario. En algunos casos se modifica en ciertos detalles este procedimiento general.

1383. Clasificación.— Se han intentado varias, pero ninguna satisface á las condiciones de una buena clasificación, porque no siendo bien conocida la verdadera constitución de estos cuerpos han tenido que fundarse aquellas en caractéres de poco valor, como su volatilidad ó sijeza, su solubilidad ó insolubilidad en ciertos agentes físicos ó químicos, etc. Generalmente suelen exponerse reunidos los que pertenecen á una misma familia botánica.

MORFINA.— $C_{17}H_{19}O_3N$.

1384. HISTORIA.— El primero que la dió á conocer como alcaloide fué Sertüerner en 1816.

1385. Estado en la naturaleza.—Es el alcaloide principal de la familia de las *papaveráceas* y existe en los opios, que son los jugos espesados de las adormideras (*papaver somniferum*), en estado de meconato y de sulfato mórficos; la acompañan en los opios otros alcaloides como la *codeína*, *narcotina*, *narceína*, *thebaina*, *papaverina*, *narcogenina*, *porfiroxina*, *pseudomorfin*a, etc.

1386. Propiedades.—Cristaliza en prismas rectos romboidales que contienen dos moléculas de agua de cristalización, es incolora, de sabor amargo intenso, muy poco soluble en el agua, algo más en el alcohol y en el cloroformo é insoluble en el éter, se disuelve en las lejías alcalinas y en las aguas de cal y de barita y poco en el amoníaco y carbonatos alcalinos; se funde perdiendo el agua de cristalización y es levogira. Tratada por el yodo forma un compuesto rojizo que es la *yodo-morfina*; si se calienta á 140° la morfina con ácido clorhídrico concentrado, se transforma en *apomorfina* ($C_{17}H_{17}O_2N$) que es la morfina menos una molécula de agua, y que posee la propiedad de que administrada en inyecciones subcutáneas obra como vomitivo; reduce muchos compuestos oxigenados, como el ácido yódico dejando el yodo libre, con el ácido nítrico toma color rojo anaranjado que pasa pronto al amarillo, separa el oro y la plata de sus sales, toma color azul con las férricas, calentada con potasa ó sosa á 200° desprende metilamina. Algunas de estas reacciones sirven para reconocer la morfina.

1387. Extracción.—Se extrae de los opios macerándoles con agua fría para que se disuelvan el meconato y el sulfato de morfina, se filtra y concentra la disolución y se la adiciona amoníaco ó carbonato sódico para precipitar los alcaloides, el precipitado se trata por ácido acético ó por clorhídrico, que disuelve de preferencia á la morfina y se la precipita de nuevo de esta disolución por el amoníaco ó el carbonato sódico. Se la purifica hirviéndola con alcohol de 88°, añadiendo un poco de carbón animal para descolorarla, filtrando y dejando enfriar cristaliza el alcaloide puro.

1388. APLICACIONES.—No se emplea en Medicina si no en estado de sal.

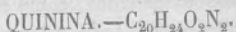
1389. Sales de morfina.—Aunque las forma con muchos ácidos las únicas que merecen mencionarse por sus aplicaciones en Medicina son: el *clorhidrato*, el *sulfato* y el *acetato*.

El *clorhidrato de morfina* ó *cloruro mórfico* ($ClH, C_{17}H_{19}O_5N$) se presenta en agujas sedosas brillantes, blancas, es soluble en el agua y mucho en el alcohol, calentada á 60° su disolución, mezclada con nitrato argéntico, se transforma en *oximorfina* ($C_{17}H_{19}O_4N$). Se prepara tratando la morfina por ácido clorhídrico diluido en agua y concentrando la disolución para que cristalice.

El *sulfato de morfina* ó *sulfato mórfico* es muy parecido al clorhidrato y se prepara como este, con solo reemplazar el ácido clorhídrico por el sulfúrico diluido.

El *acetato de morfina* ó *acetato mórfico* ($C_2H_4O_2, C_{17}H_{19}O_5N$), se prepara triturando el alcaloide con ácido acético en un mortero, disolviendo después la sal en agua y dejándola cristalizar por evaporación espontánea.

1390. Caràcteres de la morfina y de sus sales.—Las disoluciones de estas dán precipitados blancos con la *potasa* y con el *amoníaco*, solubles en un esceso de potasa y difícilmente en el amoníaco; también le dán con los *carbonatos potásico ó sódico*, insoluble en un esceso del reactivo: la morfina y sus sales toman con el *ácido nítrico concentrado*, color rojo anaranjado: si se disuelven en una pequeña cantidad de ácido sulfúrico y se añade á la disolución incolora unas *gotas de ácido sulfúrico*, que contenga *ácido nítrico*, y *dos ó tres gotas de agua*, se produce un color rojo violado: con el *cloruro férrico* toman la morfina y sus sales neutras color azul intenso: con el *ácido yódico* produce una reducción dejando yodo en libertad, que se reconoce porque con el almidón dá yodo duro de almidón, azul.



1391. HISTORIA.—Descubierta en 1820 por Pelletier y Caventou.

1392. Estado en la naturaleza.—Es el alcaloide principal de la familia de las *rubiáceas* y del género *cinchona*; existe en las cortezas de las *quinas* combinada con el ácido quínico y con el quinolánico y asociada á otros alcaloides tales como la *cinconina*, *quinidina*, *cinconidina*, *aricina* ó *cincovatina*, *pseudoquinina*, *paricina*, etc. No contienen la misma cantidad de quinina todas las variedades de quinas, siendo las amarillas ó *calisayas* las más ricas en este alcaloide.

1393. Propiedades.—Es una sustancia amorfa, blanca, de sabor muy amargo y venenosa, poco soluble en el agua y en el éter, bastante soluble en el alcohol y en el cloroformo; cuando á su disolución alcohólica se la añade agua hasta que comienza á enturbiarse y dejando el líquido en reposo, se deposita en cristales prismáticos incoloros que contienen tres moléculas de agua de cristalización, las que pierde á 120°, temperatura á la cual se funde; es levogira.

Es una base biácida y puede formar dos clases de sales, con el yodo forma la *yodoquinina* de color pardo, los ácidos nítrico y sulfúrico concentrados y en frio la disuelven sin colorearla, calentándola con po-

lasa ó sosa dá *quinoleína*, tipo de las bases quinoléicas (1), con los éteres yodhídricos dá derivados, sustituyéndose parte de su hidrógeno por los radicales alcohólicos.

1394. Obtención.—Se obtiene tratando el sulfato de quinina por el amoniaco, que produce un precipitado blanco amorfo que es la quinina.

1395. APLICACIONES.—No se usa el alcaloide libre en Medicina, sino sus sales; se emplea para preparar algunas de éstas.

1396. Sales de quinina.—Forma muchas pero las más importantes son los *clorhidratos* y los *sulfatos*; además suelen emplearse en Medicina el *arsenito*, el *valerianato* y alguna otra.

Se conocen dos *clorhidratos de quinina* ó *cloruros quínicos*, uno neutro y otro básico.

El *clorhidrato neutro de quinina* ($2\text{ClH}, \text{C}_{20}\text{H}_{24}\text{O}_2\text{N}_2$) se presenta cristalizado y es poco estable; se descompone por la acción del agua transformándose en la sal básica con separación de ácido clorhídrico; se prepara tratando la quinina por el ácido clorhídrico en esceso.

El *clorhidrato básico* ($\text{ClH}, \text{C}_{20}\text{H}_{24}\text{O}_2\text{N}_2$) cristaliza en agujas sedosas blancas y es más estable que el neutro. Se prepara disolviendo la quinina en la menor cantidad posible de ácido clorhídrico; puede obtenerse también por doble descomposición entre el sulfato de quinina y el cloruro bórico.

Se emplean en Medicina.

1397. Sulfato básico de quinina.— $\text{SO}_4\text{H}_2, 2\text{C}_{20}\text{H}_{24}\text{O}_2\text{N}_2$ —Cristaliza en agujas sedosas y flexibles que son prismas oblicuos romboidales con 7 moléculas de agua, es blanco, de sabor muy amargo, de muy poca densidad, necesita 740 partes de agua fría para disolverse y solo 30 de agua hirviendo; es más soluble en el alcohol, sobre todo en caliente, y en el éter, de su disolución alcohólica cristaliza con dos moléculas de agua; á 100° se hace fosforescente, á mayor temperatura se funde primero y se descompone después; es levogiro. Dá reacción básica con el papel rojo de tornasol, el ácido sulfúrico le disuelve porque le transforma en sulfato neutro soluble, la disolución es fluorescente y presenta reflejos azules; también se disuelve en otros ácidos; disolviéndole en ácido acético caliente y adicionando tintura de yodo, se depositan trascurridas algunas horas cristales de *sulfato de yodoquinina* en forma de láminas grandes, incoloras por transparencia y

(1) Cuando se destilan con un esceso de potasa la quinina, la cinchonina, la estriquina y otros alcaloides, se producen además de la *piridina* y sus análogos (1376), otras bases homólogas de las pirídicas que han recibido el nombre de bases quinoléicas de las que las principales son: la *quinoleína* ($\text{C}_9\text{H}_7\text{N}$), la *tepidina* ($\text{C}_{10}\text{H}_9\text{N}$) y la *dispotina* ($\text{C}_{11}\text{H}_{11}\text{N}$).

que presentan reflejos verdes metálicos por reflexión; superpuestas dos de estas láminas no dãn paso á la luz.

Se prepara hirviendo la quina amarilla ó la roja con agua acidulada con ácido sulfúrico ó clorhídrico, al líquido obtenido se le adiciona poco á poco una lechada de cal en esceso, precipitándose no solo la quinina y la cinconina, sinó también la materia colorante roja, llamada *rojo cincónico*, en estado de combinación insoluble con la cal; el precipitado contiene además el esceso de cal y sulfato cálcico en el caso de haber empleado el ácido sulfúrico; separado del líquido, exprimido y seco, se le trata por alcohol hirviendo ó por ciertos aceites fijos ó volátiles, como por ejemplo los petróleos ó los productos líquidos de la destilación de las breas, para disolver los alcaloides; se concentra la disolución alcohólica destilándola y cristaliza la cinconina, quedando en las aguas madres la quinina; se tratan estas ó las disoluciones en los aceites fijos ó volátiles, por ácido sulfúrico, se desaloja todo el alcohol, cuando se ha empleado este, y el sulfato quínico se deposita por enfriamiento, con algo de color. Se le purifica disolviéndole en agua hirviendo y adicionándole un poco de carbón animal para descolorarle.

Es uno de los agentes terapéuticos de más valor como febrífugo y para combatir otras varias enfermedades.

SULFATO NEUTRO DE QUININA ($\text{SO}_4\text{H}_2, \text{C}_{20}\text{H}_{24}\text{O}_2\text{N}_2$).—Esta sal, llamada también sulfato ácido, cristaliza en prismas rectangulares biselados, solubles en el agua, en lo que se diferencia del anterior, y fusible á 100° . Se prepara tratando el sulfato básico por el ácido sulfúrico y concentrando la disolución.

Es la sal que se forma cuando se emplea el sulfato quínico disuelto en la cantidad necesaria de ácido sulfúrico.

1398. Carácterés de la quinina y de sus sales.—

Tratadas las sales de quinina por la *potasa*, la *sosa* ó el *amoniaco*, ó sus *carbonatos*, dãn precipitado blanco poco soluble en la potasa ó la sosa y algo más en el amoniaco; por el *carbonato ácido de sodio* dãn también precipitado blanco, insoluble en un esceso de reactivo; tratando la disolución de una sal de quinina por *agua de cloro* (*recién preparada*) y añadiendo después *amoniaco*, el líquido toma un hermoso color verde esmeralda intenso; si se le adiciona *agua de cloro*, unas gotas de una disolución de *ferrocianuro potásico* y después otras de *amoniaco*, el líquido toma un magnífico color rojo.

1399. Cinconina.— $\text{C}_{20}\text{H}_{24}\text{ON}_2$.—Este alcaloide, descubierto

por Pelletier y Caventou, acompaña á la quinina en las quinas; algunos caracteres la diferencian de aquella como son su insolubilidad en el éter y el ser dextrogira; el sulfato de cinconina es mas soluble en el agua que el correspondiente de quinina. Da un derivado que es la *cinconamina* que tiene la propiedad de formar con el ácido nítrico una sal insoluble, cuya cualidad se utiliza para la determinación cuantitativa del ácido nítrico. Para extraer la cinconina se emplean los residuos de la extracción de la quinina.

1400. Otros alcaloides de las rubiáceas.—A la familia de las *rubiáceas* corresponden tambien el alcaloide llamado *emetina* ($C_{50}H_{44}O_8N_4$) descubierto por Pelletier y Magendie en 1817 y que existe en las *ipacacuanas* combinado con el ácido ipecacuánico y la *cafeína* ($C_8H_{10}O_2N_2$) descubierta en 1821 por Runge en el *café* que es la semilla de la *coffea arábica*, y que se halla también en las hojas del *thé*, familia de las *cameliáceas* (por lo que tambien se le denominó *theina*) en la *guarana*, familia de las *sapindáceas* y en vegetales correspondientes á otras familias.

ESTRICNINA — $C_{21}H_{22}O_2N_2$.

1401. HISTORIA.—Descubierta por Pelletier y Caventou en 1818.

1402. Estado en la naturaleza.—Este alcaloide de la familia de las *loganiáceas*, existe en las plantas de la tribu de las *es-trigineas* y muy especialmente en las habas de San Ignacio y en la nuez vómica, combinada con el ácido *igasúrico* y acompañada de la *brucina*.

1403. Propiedades.—Cristaliza en octaedros ó en prismas cuadriláteros, es incolora y de un sabor amargo insoportable, no se disuelve apenas en el agua (1 parte de estricnina en 2500 de agua), ni en el éter, pero sí en el alcohol ordinario, en el amílico, en el cloroformo y en algunos hidrocarburos; es levogira. Su carácter básico es muy marcado y funciona como mono-ácida, apesar de que contiene dos átomos de nitrógeno, formando sales que son la mayor parte solubles y cristalizables, de las que las más principales son el *clorhidrato*, el *sulfato* y el *nitrato*, todas ellas de sabor amargo y venenosas y menos importantes que las de otros alcaloides; con el ácido nítrico no toma color si es pura, pero generalmente le suele tomar rojo porque contiene algo de brucina, los agentes oxidantes, como el bicromato potásico, el bióxido de plomo, la manganesa, etc., producen con las disoluciones de este alcaloide en el ácido sulfúrico, una coloración azul que enseguida pasa al violado, despues al rojo y por último al amarillo; con el yodo dá derivados por sustitución y con los éteres yodhídricos produce compuestos que se diferencian del alcaloide en que parte de su hidrógeno ha sido reemplazado por radicales alcohólicos.

Es uno de los venenos más enérgicos que se conocen, ocasionando la muerte en poco tiempo después de convulsiones violentas.

1404. Estracción.—Se prepara tratando la nuez vómica por agua acidulada con ácido sulfúrico, añadiendo luego lechada de cal en esceso, tratando el precipitado resultante, después de seco, por alcohol concentrado é hirviendo, se destilan los líquidos alcohólicos para concentrarles depositándose la estricnina con algo de brucina; para separarlas se les convierte en nitratos que se hacen cristalizar y el de estricnina, que es menos soluble, se deposita primero; concentrando las aguas madres cristaliza después el de brucina. Tratando estas sales por amoniaco se precipitan los alcaloides, que se purifican redisolviéndolos en alcohol caliente y haciéndoles cristalizar por enfriamiento.

1405. APLICACIONES.—Se emplea en Medicina en dosis muy pequeñas.

1406. Carácterés de la estricnina y de sus sales.—Estas dan precipitado blanco con la *potasa* y con el *carbonato sódico*, insoluble en un esceso de reactivo; el mismo precipitado producen con el *amoníaco*, pero es soluble en un esceso de este; dan también precipitado blanco con el *cloruro mercúrico* y con el *ácido tánico*: una pequenísimas cantidad del alcaloide colocado en una cápsula de porcelana ó en un vidrio de reloj con una gota de *ácido sulfúrico*, se disuelve en él sin tomar color alguno, pero adicionando un cristalito muy pequeño de *bicromato potásico* se producen coloraciones azul, violada, roja y amarilla por último, que son muy características y muy sensibles; las mismas coloraciones se obtienen empleando en vez del bicromato otros cuerpos oxidantes, como el *peróxido de plomo*, la *manganesa*, el *permanganato potásico*, etc. Esta reaccion se puede producir también disolviendo una pequeña cantidad del alcaloide en un esceso de ácido sulfúrico, colocando la disolución en una cápsula de platino que se pone en comunicación con el reóforo negativo de un par de Bunsen é introduciendo el reóforo positivo, que debe estar formado por un alambre de platino, dentro del líquido, aparecen en el acto las referidas coloraciones.

1407. Brucina.— $C_{23}H_{26}O_4N_2$.—Este alcaloide, descubierto por Pelletier y Caventou en 1819, acompaña á la estricnina en las plantas que se han mencionado. Cristaliza en prismas oblicuos que contienen 4 moléculas de agua, casi insoluble en esta y en el éter y soluble en el alcohol, es levogira, con el ácido nítrico toma color rojo intenso que luego pasa al amarillo y si se calienta se desprenden vapores de nitrito de metilo; si al mismo tiempo que el ácido nítrico se añade cloruro estannoso, se obtiene un color violado; es muy venenoso, pero menos que la estricnina. Al tratar de la obtención de esta se dijo como se obtenia la brucina.

La brucina y algunas de sus sales se emplean raras veces en Medicina.

1408. Alcaloides de la familia de las solanáceas.—De los diferentes alcaloides de la familia de las solanáceas los mas importantes son la *nicotina* y la *atropina*.

1409. Nicotina.— $C_{10}H_{14}N_2$.—Descubierto en 1829 por Posselt y Reimann en el tabaco (*nicotiana tabacum*), existe además en otras especies de este mismo género. Es líquido, incoloro, de olor viroso y penetrante de tabaco, sabor muy ácre, soluble en el agua, en el alcohol y en el éter, á 100° emite vapores blancos, á 146° comienza á destilar y á 240° entra en ebullición descomponiéndose parcialmente, es levogira; su reacción es muy alcalina y neutraliza perfectamente á los ácidos funcionando como biácida, precipita á los óxidos metálicos de sus disoluciones, es un veneno de los más enérgicos que se conocen, en contacto del aire se altera comenzando por tomar color amarillento y concluyendo por resinificarse.

Para aislarle se trata el tabaco por agua pura ó acidulada con ácido sulfúrico, se concentra el líquido obtenido y se le añade potasa cáustica para dejar en libertad el alcaloide que se disuelve en el éter, el que se elimina por destilación quedando la nicotina impura. Se la purifica transformándola en oxalato que se descompone por la potasa y destilando el alcaloide en una atmósfera de hidrógeno.

1410. Atropina.— $C_{17}H_{23}O_3N$.—Descubierta en 1833 por Geiger y Hesse y por Mein en la belladona (*atropa belladonna*); existe además en otras plantas de la misma familia. Cristaliza en agujas sedosas, blancas, inodoras y de sabor amargo y ácre, poco soluble en el agua, algo mas en el éter y en todas proporciones en el alcohol, á 90° se funde y á 140° se volatiliza descomponiéndose en parte, echada sobre carbones encendidos dá humos que huelen á ácido benzóico, es levógira; cuando se la destila con la mezcla oxidante de bicromato potásico y ácido sulfúrico, dá hidruro de benzoilo y ácido benzóico; es muy venenosa.

Se la supone derivada de la sustitución de una molécula de agua del ácido trópico ($C_9H_{10}O_3$) por una base llamada *tropina* (C_8H_9ON).

Para prepararla se pone en digestión durante muchos dias en alcohol, el polvo de la raíz de belladona, se añade después cal apagada, se filtra y se acidula ligeramente el líquido con ácido sulfúrico, se le filtra de nuevo, se le concentra por destilación hasta reducirle á $1\frac{1}{3}$ de su volumen y se le neutraliza con carbonato potásico, precipitándose el alcaloide impuro, que lavado y desecado se trata por alcohol de 96° y un poco de carbón animal y añadiendo agua al líquido alcohólico se deposita la atropina pura.

Se emplea en Medicina, pero mas el *sulfato de atropina*, del que una gota de su disolución es suficiente para producir una gran dilatación de la pupila.

1411. Alcaloides de la familia de las umbelíferas.—En esta familia se han descubierto vários alcaloides, pero el único que merece mención es la *conicina* ó *cicutina*.

1412. Conicina (*cicutina* ó *conina*).— $C_8H_{15}N$.—Extraída por Giesecke en 1827 de la cicuta (*conium macullatum*). Es líquida, oleaginosa, incolora, de olor penetrante y nauseabundo que recuerda el de la cicuta, poco soluble en el agua, mas en frio que en caliente, muy soluble en el alcohol y en el éter, emite vapores á la temperatura ordinaria, que se perciben bién aproximando un agitador impregnado de ácido clorhídrico, hierve á 168° . Es una base enérgica que dá una

reacción muy alcalina con el papel rojo de tornasol y que precipita á muchos óxidos metálicos de sus disoluciones, es muy venenosa, se altera en contacto del aire tomando color oscuro y resiniéndose; generalmente va acompañada de *metil-conicina* y forma además otros derivados alcohólicos.

Se obtiene destilando con potasa las simientes de la cicuta, trituradas, se neutraliza el producto de la destilación por ácido sulfúrico diluido, se concentra el líquido hasta consistencia de jarabe y se le trata después por una mezcla de alcohol y éter que disuelve al sulfato de conicina y no al sulfato amónico, que se separa por filtración; se volatiliza el alcohol y el éter, se descompone la sal del alcaloide por una lejía de sosa y se le destila.

Se usa alguna vez en Medicina.

1413. Alcaloides de otras familias vegetales.—Además de los alcaloides expuestos, que son los más importantes, se conocen otros muchos que se han extraído de diferentes familias de vegetales, de los cuales se mencionarán algunos, de tal manera que el número de alcaloides hoy conocido es muy considerable.

En la de las *colchicáceas* existen varios de los que el más importante es la *veratrina* ($C_{52}H_{52}O_8N_2$) descubierta en 1818 por Meissner en la cebadilla.

En la de las *ranunculáceas* se halla, además de otros menos importantes, la *aconitina* ($C_{30}H_{47}O_7N$) descubierta por Geiger y Hesse en el *aconitus napellus*.

En 1879 ha descubierto Ch. Tanret la *pelletierina* ($C_8H_{15}ON$) en la corteza de la raíz del granado, siendo el principio tenicida de dicha raíz; es líquida, oleaginosa y muy volátil. Posteriormente el mismo químico ha aislado de dicha corteza otros tres alcaloides á los que ha dado los nombres de *metilpelletierina*, *pseudopelletierina* y *isopelletierina*.

1414. Ptomainas.—Se ha dado este nombre á ciertos alcaloides venenosos que se forman durante la putrefacción cadavérica de las sustancias albuminoideas. La formación de estos alcaloides fué anunciada por primera vez en 1873 por A. Gautier y Selmi. Después se ha demostrado que estas sustancias pueden separarse de los líquidos y tejidos del organismo perfectamente sanos. Según Coppola estos alcaloides pueden originarse por los tratamientos á que es necesario someter las sustancias albuminoideas para extraer aquellos, empleando el procedimiento de Dragendorff. En la actualidad se están practicando estudios sobre estas sustancias, cuya existencia entre los productos de la putrefacción cadavérica, parece es pasajera; se ha demostrado también su presencia en las harinas de cereales alteradas.

Gautier y Etard asignan la misma fórmula ($C_8H_{15}N$) á dos bases volátiles halladas entre los alcaloides formados por la putrefacción de las sustancias animales. La segunda ha sido aislada por Nencki de los productos de la putrefacción de la gelatina bajo la influencia del páncreas, pero le atribuye la fórmula $C_8H_{11}N$, siendo isómera de la colidina; sin embargo Nencki no la considera análoga á las bases pirídicas, sino que la hace derivar de un hidrocarburo aromático, en el que parte de sus elementos han sido reemplazados por el amido NH_2 .

Estudio de algunos principios inmediatos que forman parte de la economía animal.

1415. El organismo animal químicamente considerado, está constituido por la reunión de un gran número de sustancias de las que unas son organizadas, otras orgánicas y otras minerales. Se han dado á conocer algunas de las orgánicas en los diferentes grupos que de estas se han formado; el estudio de las sustancias minerales corresponde á la Química inorgánica; resta solo ocuparse de las organizadas. Pero siendo muy numerosas y correspondiendo su estudio á los tratados especiales de esta parte de la ciencia, no deben ocuparse las obras de la índole de esta, sino de aquellos más importantes cuyo conocimiento sirve para iniciar á los principiantes en el de la Histoquímica ó Histoquímica ó sea la Química de los tejidos animales.

Es difícil establecer una clasificación de estos principios inmediatos; generalmente se estudian primero todos aquellos que se asemejan por su composición y sus propiedades á la albúmina que forma la clara del huevo y que existe en el suero de la sangre, por lo cual han recibido el nombre de *sustancias albuminoides* y despues otros que proceden de la transformación de aquellos, entre los que se hallan los que tienen la propiedad de transformarse en gelatina ó en condrina cuando se les somete á la ebullición con agua y que por esto se llaman *sustancias gelatígenas ó colágenas* ó colas animales.

Las principales sustancias albuminoides son: la *albúmina*, la *fibrina* y la *caseína* á las que hay que agregar otras varias derivadas ó análogas á ellas como la *para y metaglobulina*, la *hemoglobina*, la *vitelina* etc.

SUSTANCIAS ALBUMINOIDEAS.

Generalidades.

1416. Su composición.—Están compuestas de carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y pequeñas cantidades de azufre y de fósforo.

1417. Su estado natural.—Existen en el organismo animal, unas veces en disolución, otras en suspensión en los líquidos y otras teniendo una organización fisiológica; forman por lo tanto parte de los líquidos nutritivos (sangre, linfa, quilo, etc.) y de casi todos los tejidos, constituyendo núcleos, granulaciones, células, fibras, etc. Ya se dijo (**1215**) que en las harinas de los cereales existen albúmina, fibrina y caseína vegetales de constitución igual á las sustancias del mismo nombre que se hallan en la economía animal.

1418. Propiedades físicas.—Recién precipitadas se presentan generalmente en forma de copos ó de grumos, son amorfas, blancas, inodoras é insípidas; presentan una modificación soluble y otra insoluble; desecadas y puras son traslúcidas, de aspecto córneo, amarillentas, inodoras, insípidas, insolubles en el agua, en el alcohol, en el éter y en los ácidos diluidos; por la acción del calor la modificación soluble se transforma en insoluble, fenómeno que producen también el alcohol, los ácidos minerales y aun el acético y á veces desde que cesa la vida del ser de que forman parte; son fijas á la acción del calor y

por destilación seca dan varios productos entre los cuales se hallan distintos ácidos; quemadas sobre una lámina de platino toman color oscuro, se hinchan, desprenden humos que huelen como el cuerno quemado, dejan un carbón voluminoso y difícilmente combustible y por último una ceniza de color blanco agrisado constituida por fosfato cálcico y por otras sales; sus disoluciones acuosas son levogiras.

1419. Propiedades químicas.—Son neutras á los papeles reactivos, se alteran con gran facilidad en contacto del aire húmedo, dando diversos productos por lo que Liebig las designó con el nombre de sustancias putrescibles, suponiendo que eran las que constituían los fermentos, opinión que ha demostrado Pasteur no ser exacta.

Con los oxidantes energicos, como el ácido crómico, la mezcla de manganesa ó de permanganato potásico y de ácido sulfúrico, etc., dan productos de oxidación y de desdoblamiento, entre los que se hallan ácidos volátiles de la serie $C_n H_{2n} O_n$, desde el fórmico hasta el capróico inclusive, y ácido benzóico, los aldehidos correspondientes á dichos ácidos, éteres cianhidricos, etc. Los oxidantes menos energicos, como el permanganato potásico sólo, las transforman en urea que es el producto constante del desdoblamiento de la albúmina en el organismo.

El ácido clorhídrico concentrado disuelve á las sustancias albuminoideas insolubles en el agua, la disolución clorhídrica, que es amarillenta, toma color azul violáceo en contacto del aire; sometidas á una ebullición prolongada con ácido sulfúrico diluido dan *ácidos aspártico* (**1313**) y *glutámico* ($C_5 H_9 O_4 N$), además de leucina y tirosina; con el ácido nítrico concentrado toman color amarillo, formándose *ácido xanto protéico*; el ácido acético cristalizabile las disuelve en caliente.

La potasa ó la sosa cáusticas disuelven á estas sustancias dando líquidos de color amarillo intenso, que neutralizados por ácido acético desprenden gas sulfhídrico y se precipita un compuesto nitrogenado que no contiene azufre, llamado *proteína*; fundándose en este hecho se creyó en algun tiempo que las sustancias albuminoideas estaban constituidas por la combinación de la proteína con azufre y por eso se las llamó *sustancias protéicas*; si se las hierva con lejías concentradas de dichos álcalis se descomponen produciéndose anhídrido carbónico, ácido fórmico, *glicocola*, *leucina*, *tirosina* y otros productos. Son notables los trabajos practicados por Schutzenberger con el objeto de conocer todos los productos que dan las diversas sustancias albuminoideas cuando se desdoblan sus moléculas bajo la influencia de las sustancias alcalinas, para lo cual las ha sometido á la acción del hidrato de bario, calentándolas con este á temperaturas conocidas, en vasos cerrados.

Estos cuerpos son precipitados de sus disoluciones acuosas por los ácidos inorgánicos, por el acético, por el tánico, por las disoluciones concentradas de las sales alcalinas, por el alcohol, por el acetato triplúmbico, por el cloruro mercúrico, por las sales cúpricas, por las disoluciones de goma y de dextrina, etc.; calentados de 60° á 100° con el *reactivo de Millon* (nitrato mercúrico con algo de nitrito) toman color rojo; tratadas con ácido sulfúrico adicionado de ácido molibdicó, le toman azul intenso; sus disoluciones en el ácido acético precipitan por el ferrocianuro potásico.

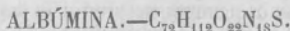
1420. Su formación.—Las sustancias albuminoideas se forman en la célula vegetal por la reducción que experimentan algunos

compuestos inorgánicos, como el agua, el amoniaco, el anhídrido carbónico, los sulfatos y fosfatos, que el vegetal halla en el medio que le rodea; esta elaboración que se verifica en la economía vegetal dá por resultado quedar libre el oxígeno de aquellos cuerpos y la unión de los demás elementos formándose una molécula compleja que constituye una sustancia albuminoidea primordial que ha recibido el nombre de *protoplasma*, que modificándose ligeramente se transforma en todos los demás principios albuminoideos del reino vegetal; de este pasan al animal por la alimentación y sufren las modificaciones necesarias para ser asimilados y constituir los líquidos y tejidos animales.

En la economía animal dichas sustancias experimentan una combustión lenta por los fenómenos que acompañan á la respiración, sufriendo una metamorfosis regresiva en virtud de la cual su molécula se vá haciendo más sencilla, concluyendo por transformarse en agua, anhídrido carbónico y urea, que son los últimos productos de la combustión fisiológica de las sustancias albuminoideas que forman los tejidos animales; transformada la urea en carbonato amónico (1348) por la fermentación amoniaca que experimenta, vuelven dichos principios así transformados á servir de alimento á los seres vegetales, formando por lo tanto una especie de círculo estas transformaciones incesantes, en virtud de las cuales se sostiene la vida de los seres vegetales y animales.

Si la combustión fisiológica no es completa, ya porque la respiración sea imperfecta, como sucede en animales de órdenes mas inferiores que los mamíferos superiores, ya por diversos estados patológicos, se producen, en vez de agua, anhídrido carbónico y urea, otros cuerpos menos sencillos, como los ácidos oxálico, glicólico y otros, que uniéndose al amoniaco dán compuestos amidados bastante complejos, como la taurina, la creatina, la creatinina, el ácido hipúrico etc.

No puede seguirse un procedimiento general para extraer las sustancias albuminoideas, sino procedimientos especiales para cada una de ellas.



1421. Estado en la naturaleza.—Esta sustancia puede considerarse como el tipo de los principios albuminoideos; es uno de los cuerpos más repartidos en el reino animal, existe en la clara del huevo, en el suero de la sangre (*serina*), en la linfa, en el quilo, en las exudaciones de los hidrópicos (*paralbúmina* y *metalbúmina*), en los quistes, en la leche, en la orina de los albuminúricos etc.; ya se ha dicho que los zumos vegetales contienen también albúmina, que por esta razon se llama vegetal. Entre estas diversas variedades existen algunas diferencias bastante notables.

1422. Propiedades.—Se conocen dos modificaciones, una soluble, que es la normal, y otra insoluble ó albúmina coagulada. La primera se presenta amorfa, traslúcida, amarillenta no tiene olor, ni sabor, es muy soluble en el agua dando líquidos viscosos, insoluble en el alcohol y en el éter (la del suero ó serina no es precipitada por el éter); cuando se calientan sus disoluciones á 70° comienzan á enturbiarse y á unos 73° se coagula, precipitándose ya en forma de co-

pos, ya en una masa blanca, según la concentración de aquellas; este fenómeno es debido á que se transforma en la modificación insoluble y presenta algunas variantes según el origen de la albúmina, habiendo servido para distinguir las diversas variedades; muchos cuerpos, como el alcohol, las sales metálicas, la creosota, el ácido tánico y todos los ácidos, menos el pirofosfórico (456) y el orthofosfórico (454), el carbónico, el acético, el láctico y el tartárico, la coagulan también; generalmente se utiliza la precipitación que en las disoluciones de albúmina producen el ácido nítrico ó el metafosfórico, para demostrar la presencia de este cuerpo en las orinas patológicas y se ha utilizado el ácido metafosfórico por esta misma razón para contrarestar las hemorragias.

El fenómeno de la coagulación de la albúmina ha llamado la atención de algunos químicos; Matthieu y Urbain han observado que cuando se espulsa con cuidado y á temperatura baja, el ácido carbónico de una disolución de albúmina procedente de la clara del huevo, formada por una parte de esta y ocho de agua, se obtiene un líquido que no se coagula por el calor.

La albúmina coagulada ó insoluble, cuando está húmeda es opaca, blanca y elástica, pero si se la deseca forma una masa amarillenta y frágil que se hincha cuando se la pone en contacto del agua y que se disuelve en esta calentándola con ella á 155° en vasijas cerradas, disolución que no se coagula por el calor. Se admite generalmente que no existe ninguna diferencia de composición entre la albúmina soluble bien pura y la insoluble, sin embargo Schützenberger ha hallado diferencias entre ellas; cuando se añade alcohol concentrado á una disolución de albúmina se forma un coágulo blanco que por la acción prolongada del alcohol se hace insoluble en el agua.

Cuando se la somete á la destilación seca experimenta las transformaciones que se han mencionado al tratar de estas sustancias en general; por la incinerización deja una ceniza formada en su mayor parte por carbonato sódico, lo que ha hecho presumir que la albúmina se encuentra combinada con la sosa formando un albuminato soluble; sus disoluciones acuosas desvían á la izquierda el plano de polarización de la luz ($-35^{\circ},5$ la del huevo y -56° la de la sangre).

Si á una disolución de albúmina se la adiciona una lejía de potasa ó de sosa cáusticas y se agita la mezcla, se produce al poco tiempo una masa semisólida, traslúcida y blanda, constituida por un albuminato alcalino, de la que después de bien lavada con agua fría para separar el exceso de álcali y disuelta en agua hirviendo que no la coagula, se puede precipitar la albúmina coagulada, por medio del ácido acético; la modificación insoluble de la albúmina se disuelve en los álcalis ó en sus carbonatos, porque se forman albuminatos. Como se vé, en estas reacciones funciona este cuerpo cual si fuera un ácido débil uniéndose á las bases para formar *albuminatos*, de los que los alcalinos son solubles y los demás insolubles; el que forma con el hidrato de calcio se endurece mucho por lo que se le utiliza para pegar algunos objetos.

Haciendo actuar sobre la albúmina y sus congéneres una disolución acuosa de hidrato bórico á 150°, se desdobra en una porción de productos, entre los que hay varios ácidos, sustancias neutras, amoniaco, amidas ácidas etc. La naturaleza de estos productos obtenidos

es la que ha servido de base para que se considere hoy á aquella sustancia formada por la unión de los elementos de la urea, de la tirosina y de várias amidas ácidas, con eliminación de agua, y habiéndose hallado también entre aquellos productos una sustancia análoga á la dextrina, se supone que además contiene una amida de la celulosa ó de las sustancias amiláceas.

Muchas sales metálicas precipitan á la albúmina de sus disoluciones formando albuminatos insolubles; es notable el precipitado que forma con el cloruro mercúrico (876) porque en su formación se funda el empleo de la albúmina como contraveneno del sublimado corrosivo.

1423. Extracción.—Se extrae generalmente de la clara de huevo, para lo cual se la bate mucho á fin de romper la membrana que forma las celdillas en que está contenida la albúmina, se filtra el líquido por un lienzo y se le anade después acetato de plomo disuelto para que se precipite albuminato de plomo, que se lava con agua fría y puesto en suspensión en esta, se le trata por una corriente de anhídrido carbónico para que se forme carbonato plúmbico insoluble y la albúmina queda en disolución, reteniendo aun algo de plomo que se transforma en sulfuro por el gas sulfhídrico; dicho sulfuro queda en suspensión en el líquido viscoso, que se calienta algo para que experimente un principio de coagulación y los primeros copos que se forman arrastran consigo al sulfuro de plomo, quedando el líquido perfectamente clarificado; se evapora este á una temperatura que no pase de 40° y queda un residuo de albúmina pura. También se ha obtenido esta sometiendo á la dialisis algunos de los líquidos que la contienen, como el suero de la sangre.

1424. APLICACIONES.—Sirve para clarificar ciertos líquidos turbios, como los vinos, puesto que al coagularse arrastra consigo las sustancias que aquellos tienen en suspensión; algunas variedades se emplean como alimentos.

PARALBÚMINA Y METALBÚMINA.—Se ha dado el nombre de *paralbúmina* á una variedad de albúmina hallada en el líquido de la hipopresia de los ovarios; es precipitada de este por el alcohol en copos granulados que se redisuelven en el agua á 35° después de algunas horas de contacto, dando disoluciones con los mismos caracteres que el líquido de donde procede.

La *metalbúmina* ha sido hallada en un líquido obtenido por la paracentesis; se diferencia de la albúmina y de la paralbúmina en que no dá precipitado por el ácido acético y el ferrocianuro potásico.

FIBRINA.

1425. Estado en la naturaleza.—Esta sustancia procede de la sangre y de todos aquellos líquidos de la economía que tienen la propiedad de coagularse espontáneamente.

1426. Propiedades.—Se presenta en masas de estructura fibrosa, blancas ó agrisadas, inodora é insípida, elástica cuando está fresca, de aspecto córneo cuando está seca, insoluble en el agua, en el alcohol y en el éter, soluble en el ácido acético y en los álcalis mas fácilmente que las otras sustancias albuminoideas, soluble también en las disoluciones de algunas sales y muy particularmente en las de nitrato potásico, con tal que se mantenga su temperatura entre 30° y 40°;

la disolución obtenida es algo viscosa, se coagula por la ebullición y los ácidos precipitan de ella la sustancia protéica; se hincha mucho cuando se la pone en contacto de agua ligeramente acidulada con ácido clorhídrico, transformándose en una masa gelatinosa pero sin disolverse. Si se coloca en un vaso cerrado fibrina húmeda y adicionada además de una pequeña cantidad de agua, y se la deja en un sitio caliente durante muchas semanas, se transforma parcialmente en albúmina soluble ó por lo menos en un cuerpo que tiene la misma composición y propiedades que esta; poniendo en su contacto agua oxigenada entra esta en descomposición desprendiéndose oxígeno, carácter que sirve para diferenciarla de la albúmina coagulada, á la que se parece por sus caracteres químicos.

1427. Formación y extracción.—La sangre extraída de los vasos se coagula espontáneamente á los pocos minutos dividiéndose en dos partes, una líquida amarillenta, que es el suero, y otra sólida, que es el coágulo, formado por la fibrina mas los glóbulos de la sangre aprisionados por ella. Esta sustancia no preexiste formada en la sangre y para explicar su formación se han ideado varias hipótesis mas ó menos fundadas; se admite hoy que la coagulación es debida á una fermentación en virtud de la cual el fibrinógeno engendra la fibrina por la acción de un fermento, como se engendran diversas sustancias en otras fermentaciones; en la sangre este fermento le forman los glóbulos blancos en el momento que aquella se pone en presencia de un cuerpo extraño. Se ha llegado á aislar el fermento de la fibrina por los mismos medios que se emplean para aislar otros y con él, disuelto en agua, se ha conseguido precipitar el fibrinógeno contenido en cualquier líquido que se halle en condiciones apropiadas para que se verifique la fermentación.

Sea cualquiera la causa de su formación, batiendo la sangre fresca con una varilla ó agitador se adhieren á este unos filamentos rojizos, que lavados con mucha agua para separar los glóbulos y los principios solubles, y desecados después, se les trata por alcohol y por éter para disolver las grasas, por agua acidulada con un ácido mineral y por último con agua sola, quedando aislada y pura la fibrina.

SINTONINA Ó FIBRINA MUSCULAR.—Se dá este nombre á una sustancia albuminoidea que se extrae de las fibras de los músculos estriados y de los lisos del estómago, de los intestinos, de la vejiga y en general de todos los tejidos formados por células fibrosas contractiles. Cuando está húmeda constituye masas coherentes algo elásticas, muy blancas, se disuelve en agua ligeramente acidulada por el ácido clorhídrico, en las disoluciones alcalinas poco concentradas y con mucha facilidad en el agua de cal; cuando se la pone en contacto de una disolución muy concentrada de carbonato potásico, se hincha haciéndose trasparente y gelatinosa, pero no se disuelve.

Para extraerla se pica finalmente la carne muscular, separada de las partes grasas en lo posible, se lava la pulpa obtenida con mucha agua y se la tritura después con agua acidulada con 1 % de ácido clorhídrico; se filtra el líquido y neutralizándole por carbonato sódico, se transforma al pronto en una jalea opalescente que se parece á la gelatina recién solidificada, pero después la sintonina se va depositando poco á poco en el fondo del vaso en forma de copos blancos semitranslúcidos.

MIOSINA.—Es una sustancia albuminoidea que se separa del plasma muscular en las mismas circunstancias en que la fibrina lo hace del plasma sanguíneo; posee la propiedad de coagularse espontáneamente después de la muerte, produciendo el fenómeno de la rigidez cadavérica; el protoplasma, el cilindro eje de las fibras nerviosas y el pus, contienen también miosina. Recien coagulada presenta un aspecto parecido á la fibrina, pero siempre es gelatinosa, nunca es fibrosa, y toma la forma de copos por la agitación; es insoluble en el agua y en las disoluciones saturadas de sal común, pero las poco concentradas la disuelven, así como los álcalis y los ácidos diluidos que la transforman en sintonina; descompone el agua oxigenada como la fibrina.

Para extraerla de los músculos se les reduce á pulpa y se lava esta con mucha agua hasta que pierda el color, se la tritura después con sal comun en polvo y se añade la cantidad de agua necesaria para que resulte una disolución de la sal al 10 por 100, dejándola en digestión en frio durante algunas horas, se filtra el líquido é introduciendo en este algunos fragmentos de sal gemma para que se disuelvan, se precipita la miosina en copos.

CASEINA.

1428. Estado en la naturaleza.—Existe en la leche de todos los mamíferos en combinación con un álcali; se ha encontrado una sustancia albuminoidea sino idéntica á la caseina, por lo menos muy parecida á ella, en el suero de la sangre, en la clara y en la yema de los huevos, en el quilo, en el líquido que humedece los músculos, en las exudaciones serosas, en el cerebro, en el cristalino, en los líquidos que bañan la túnica media de las arterias y el cerebro, en el pus, etc. En el reino vegetal se la encuentra en el gluten de los cereales y es la sustancia nitrogenada llamada *legumina*, que existe en las semillas de las leguminosas.

1429. Propiedades.—Es una sustancia sólida muy parecida á la albúmina coagulada, muy poco soluble en el agua, soluble en los álcalis, que es como se halla en la leche, y en los carbonatos y fosfatos alcalinos que dan reacción básica; de estas disoluciones es precipitada por los ácidos minerales, por el acético y el láctico y es coagulada por el jugo gástrico, por el cuajar de los rumiantes, etc.; sus disoluciones son levogiras.

1430. Extracción.—Se la extrae de la leche, para lo cual se hierve esta adicionándola un ácido diluido, como por ejemplo un poco de vinagre, que neutralizando el álcali haga insoluble la caseina y la precipite ó coagule, arrastrando consigo las sustancias grasas, formando lo que se llama vulgarmente requesón ó caseo; se exprime bien este para separarle de la parte líquida y se le redisuelve en agua que contenga un poco de sosa ó de carbonato sódico, la disolución se precipita nuevamente por ácido acético diluido y el precipitado se lava con alcohol y con éter para separar la grasa que aún contenga.

1431. APLICACIONES.—La caseina mas ó menos alterada por la fermentación, forma la base de diferentes clases de queso.

1432. Sustancias gelatígenas—Ya se dijo (1415) que

son los principios inmediatos que tienen la propiedad de transformarse en *gelatina* ó en *condrina* cuando se les somete á la ebullición con agua. Desempeñan un papel muy importante, formando la sustancia intercelular de los tejidos conjuntivo, cartilaginoso y óseo, habiendo recibido la de este último el nombre de *oseina* ú *osteina* ($C_{24}H_{40}O_8N_8$) que se aísla tratando los huesos por ácido clorhídrico para que disolviéndose las partes minerales, quede la oseina; esta sustancia hervida con agua se transforma en gelatina.

GELATINA.

1433. Su formación.—No preexiste formada en los tejidos; varios de estos contienen sustancias que se transforman en gelatina, cuya composición es casi idéntica á la de esta, no conociéndose con exactitud en qué consiste el cambio que experimentan para transformarse en ella cuando se las hierve con agua.

1434. Propiedades.—La gelatina seca se presenta ordinariamente en forma de placas transparentes y sonoras, incolora cuando es pura, pero por lo común de color amarillento y hasta pardo oscuro, según su espesor y las impurezas que la acompañan, es inodora é insípida, en el agua fría se hincha sin disolverse, en la caliente se disuelve dando por enfriamiento una masa de consistencia trémula ó de jalea, de donde la viene su nombre, cuando se la hierve mucho tiempo con agua pierde esta última propiedad, sus disoluciones acuosas son precipitadas por el alcohol en copos blancos, los ácidos no la precipitan, hecha escepción del tánico que forma con ella un compuesto insoluble é imputrescible, propiedad que se utiliza para la fabricación de los cueros; sometida á la destilación seca dá diferentes productos entre los que hay algunos alcaloides (metilamina, piridina, picolina, etc.) ciertos aceites pirogenados, carbonato y cianuro amónicos, etc.; hirviendo la gelatina con ácido sulfúrico diluido se transforma en *leucina* y en *glicocola* ó azúcar de gelatina; esta sustancia se produce también cuando se funde la gelatina con polasa cáustica.

1435. Extracción.—La gelatina ordinaria (*cola fuerte*) se obtiene sometiendo á la ebullición en agua la materia orgánica de los huesos (*oseina*), después de quitarles la parte mineral por medio del ácido clorhídrico diluido; puede también obtenerse calentando con agua otros tejidos; la llamada *cola de pescado* (*ichtiocola*) procede de la membrana interna de la vejiga natatoria de ciertas especies de esturiones, que puede considerarse como gelatina pura.

1436. APLICACIONES.—Son muy numerosas las aplicaciones que se hacen de esta sustancia sobre todo por la propiedad de adherir ó pegar fuertemente las maderas.

1437. Condrina.—Es la sustancia que se obtiene cuando se hierven con agua los cartilagos de las costillas falsas y otros; es soluble en el agua caliente y sus disoluciones dan por enfriamiento una jalea; estas disoluciones se diferencian de las de gelatina en que son precipitadas por todos los ácidos y por muchas sales metálicas, como el alumbre, el sulfato cúprico, etc., pero no lo son por el cloruro mercúrico que precipita con las de gelatina; con los ácidos y los álcalis dá la condrina, leucina, pero no glicocola,

Breve idea de algunos líquidos y jugos que se hallan en la economía animal.

1438. Existen en la economía animal ciertos líquidos y jugos cuyo estudio no corresponde en realidad á una obra de esta índole, pero cuyo conocimiento es importante para la Química biológica, por lo cual se dará de ellos una breve idea.

1439. Sangre.—La del hombre y de los vertebrados de orden superior, es un líquido algo espeso, de color rojo cereza más ó menos oscuro (rojo escarlata la arterial, rojo azulado la venosa), de olor débil particular y de sabor ligeramente salado; la densidad de la sangre humana varía entre 1,045 y 1,075, la temperatura de la que circula por las venas oscila entre 34°,02 á 41°,03; su reacción es alcalina.

Anatómicamente considerada contiene una parte sólida formada por ciertos elementos histológicos que están en suspensión en ella (los *glóbulos rojos* ó hemalíes, los *blancos* ó leucocitos y pequeñas *granulaciones* moleculares) y la parte líquida ó plasma, que es una disolución de ciertos principios.

CUERPOS QUE SE HALLAN NORMALMENTE EN LA SANGRE.—La sangre está constituida normalmente por principios inmediatos orgánicos y por sustancias inorgánicas; los primeros son: *albúmina, fibrina, hemoglobina, grasas, sales alcalinas de ácidos grasos, lecitina, colessterina* y pequeñas cantidades de *urea, de azúcar, de creatina* y de *creatinina* y según algunos, de *ácido úrico*: las segundas son: *agua, cloruros de sodio y de potasio, sulfatos, fosfatos y carbonatos alcalinos, fosfatos de calcio y de magnesio*, indicios de *silice* y además los gases *oxígeno, nitrógeno* y *anhídrido carbónico*.

De los anteriores cuerpos hay unos que corresponden á los elementos histológicos exclusivamente, como la hemoglobina (entre cuyos componentes se halla el hierro) y la lecitina; otros exclusivamente al plasma, que son la albúmina, la fibrina, las grasas y sales de ácidos grasos, la colessterina, la urea el azúcar, la creatina, la creatinina y el ácido úrico; otros por último, se hallan á la vez en los elementos histológicos y en el plasma, como el agua y las sales inorgánicas.

Hay otros cuerpos que suelen hallarse anormalmente en la sangre, como son los ácidos fórmico, acético, butírico, láctico y los de la bilis, la gelatina, leucina, tirosina y sarkina, los pigmentos biliares y el carbonato amónico; además, accidentalmente, pueden hallarse en la sangre los venenos inorgánicos y orgánicos, incluyendo entre aquellos el óxido de carbono.

COAGULACIÓN DE LA SANGRE —El fenómeno más importante que presenta este líquido es el de la *coagulación*, que se produce cuando no se encuentra sometida á la influencia de la fuerza vital, ya porque cese la vida, ya porque se la extraiga de los vasos que la contienen; este fenómeno debido á hacerse insoluble la fibrina, se produce con uniformidad y casi al mismo tiempo en toda la masa sanguínea, dividiéndose esta en dos partes, una el *coágulo* ó *cruor*, formado por la fibrina, que arrastra consigo parte de los glóbulos, y la otra el *suero*, formado por los componentes del plasma que han quedado en disolución

formando un líquido amarillo ó amarillo-verdoso más ó menos turbio, debido á las grasas, y alcalino.

La coagulación de la sangre se ha explicado de muy diversas maneras y ya se dijo al tratar de la formación de la fibrina (1427) cual es la hipótesis que hoy se admite. Hay sustancias que la impiden ó por lo menos la retardan; entre ellas pueden citarse los cloruros potásico y sódico, el nitrato potásico, el fosfato ácido de sodio, el borax, el acetato potásico, el anhídrido carbónico, los álcalis cáusticos y sus carbonatos, etc.

1440. Hemoglobina —Esta sustancia, á la que primero se llamó *hémato-cristalina*, es el elemento principal de los glóbulos rojos de la sangre y á la que estos deben su color; se halla contenida en el estroma de aquellos, pero no en su núcleo que siempre es incoloro.

PROPIEDADES. —Se presenta en cristales cuya forma es diferente según la especie animal de donde procede la sangre, pero que generalmente pertenecen al sistema rómbico (los de la sangre de la ardilla son hexagonales), su color es rojo cinabrio cuando están húmedos y rojo mas claro cuando secos, es soluble en el agua dando disoluciones de color rojo, pero su solubilidad varía en las diferentes especies animales siendo la mas soluble la de la sangre humana, de buey y de cerdo, y la menos la procedente del conejillo de la India, es soluble además en los álcalis y en sus carbonatos, en ciertas sales neutras, en la glicerina, en la bilis, en los líquidos serosos y en la orina humana normal, es insoluble en el alcohol, en el éter, en la benzina, en el cloroformo y en el sulfuro de carbono. Cuando se calientan las disoluciones de hemoglobina se descomponen obteniéndose un coágulo de sustancias albuminoideas y formándose al mismo tiempo *hematina* y ácidos grasos volátiles, debido á esto toman color pardo sus disoluciones; calentada sobre una lámina de platino arde desprendiendo humos que huelen como el cuerno quemado y deja una ceniza ocrácea que contiene mucho óxido férrico y ácido fosfórico.

Sus caractéres ópticos son muy importantes; cuando se observa por medio del espectrógrafo un haz de rayos luminosos que haya atravesado por una disolución roja diluida de hemoglobina, aparecen en su espectro dos fajas oscuras (fajas de absorción) entre las rayas *D* y *E* de Fraunhofer.

Por su composición la hemoglobina se asemeja á las sustancias albuminoideas, pero la propiedad de cristalizar y la de contener hierro entre sus elementos la diferencian de aquellas; posee la cualidad de ozonizar el oxígeno del aire; el que contienen los cristales de esta sustancia está unido muy débilmente con ella y se separa con solo colocarla en el vacío; la hemoglobina oxigenada se llama *oxi-hemoglobina* y cuando se le separa aquel gas tiene la propiedad de absorberle; ciertos gases poseen la propiedad de desalojar el oxígeno de la oxi-hemoglobina ocupando ellos su lugar; tal sucede con el óxido de carbono, con el que forma un compuesto soluble en el agua. Los agentes reductores, como el ácido sulfhídrico, el sulfuro de amonio, las sales ferrosas, etc., absorben el oxígeno de la oxi-hemoglobina y esta hemoglobina *reducida* posee propiedades ópticas diferentes de las de aquella, dando en el espectro una sola faja oscura ó de absorción colocada entre las dos de la hemoglobina. Descompone el agua oxigenada y ella se descompone espontáneamente con gran facilidad á la temperatura

ordinaria, cuya descomposición la favorecen los ácidos, aún los débiles.

PREPARACIÓN.—Se tritura el coágulo de la sangre con agua hasta que esté completamente disgregado, se cuele el líquido por un lienzo y se le somete á la congelación ó se le agita con éter hasta que se disuelvan los glóbulos; abandonado al reposo el líquido procedente de la congelación ó el del tratamiento por el éter, deja depositar un coágulo que retiene todos los glóbulos no disueltos; se le acidula ligeramente, después de filtrado, con ácido acético y se añade alcohol; el líquido rojo enfriado á 0° durante algunas horas dá cristales que se recogen sobre un filtro, se les exprime bien y se les lava primero con alcohol débil y después con agua, ambos á 0°; se les purifica por una nueva cristalización.

1441. Hematina.—Esta sustancia, estudiada por primera vez por Lecanu que la llamó *hematosina*, se presenta en un polvo amorfo, de color azul negruzco, es insoluble en el agua, en el alcohol, en el éter y en el cloroforno; se disuelve en los ácidos, en los álcalis y en el amoniaco y con mucha facilidad en el alcohol amoniacal ó en el alcohol adicionado de ácido clorhídrico; resiste la temperatura de 180° sin descomponerse y cuando se la incinera deja cerca de 13 por 100 de óxido de hierro.



Fig. 142.—Cristales de hemina (*cristales de Teichmann.*)

Forma con el ácido clorhídrico un compuesto cristizable en láminas romboidales características (*cristales de Teichmann*) (fig. 142) constituidos por la sustancia llamada *hemina*, que es un clorhidrato de hematina; son importantes porque su formación sirve para caracterizar la sangre, aunque sea bastante antigua (1), por medio del microscopio.

La hematina como se ha dicho es un producto de la descomposición de la hemoglobina.

1442. Globulina.—Dió Berzelius este nombre á una sustancia albuminóidea coagulable que se extrae de los glóbulos de la sangre y que se considera hoy como uno de los productos del desdoblamiento de la hemoglobina; existe una sustancia análoga en el cristalino. Es muy parecida á la albúmina por sus propiedades, sin embargo no se coagula completamente hasta los 93°, no es precipitada de sus disoluciones por el ácido acético, ni por los álcalis, pero sí por una corriente de ácido carbónico.

1443. Leche.—Es un líquido emulsivo, opaco, de color blanco azulado ó blanco amarillento por lo general; de olor particular no desagradable, de sabor dulce ligeramente azucarado, su densidad va-

(1) Nuestro ilustrado amigo el Dr. Dioscoride Vitali, farmacéutico de Piacenza (Italia) en unión del profesor G. Manzi, han demostrado que la sustancia contenida en las vasijas halladas en el sepulcro de los Stos. Antonino mártir y Vittor Vescovo, está formada casi en su totalidad por sangre.

ría entre 1,018 y 1,045. Cuando se la deja en reposo se forma en su superficie, pasado algun tiempo, una costra amarilla más ó menos espesa, llamada *crema*, constituida por glóbulos de grasa menos densos que el resto del líquido; la reacción de la leche de la mujer es alcalina, alguna vez neutra, la de vaca es con frecuencia ácida.

Como la sangre, está constituida por una parte líquida que es una disolución de ciertos cuerpos en agua y por los glóbulos de la leche que están en suspensión en aquella, á los cuales debe este líquido su color y su opacidad y que son corpúsculos microscópicos esferoidales formados por la grasa ó *manteca* de la leche, rodeada probablemente de una membrana albuminoidea; les acompañan siempre los llamados corpúsculos del calostro que se componen de glóbulos grasosos conglomerados muy abundantes en él y que existen también en la leche completamente formada.

La leche está constituida normalmente por principios inmediatos orgánicos y por sustancias minerales; los primeros son: *albúmina*, *caseína*, *grasas* (manteca), *lactosa* (azúcar de leche) y últimamente se ha demostrado la *urea* en las de mujer y de vaca; las segundas son: *cloruros potásico y sódico*, *fluoruros metálicos* (indicios), *fosfatos alcalinos*, *de calcio* y *de magnesio*, *carbonatos alcalinos*, *silice* (indicios), un compuesto de *hierro* (indicios), *anhidrido carbónico* y *nitrógeno*. Se ignora si el *ácido láctico* que se halla constantemente en la leche, pasado algún tiempo de haber sido segregada, existe en ella en el momento de segregarla ó es debido á su alteración.

La grasa de la leche de vaca, única que ha sido mejor estudiada bajo este punto de vista, está formada por la mezcla de gliceridos de los ácidos palmítico, esteárico y oléico, en la leche fresca, y en la que no lo es se hallan gliceridos de los ácidos butírico, cáprico, capríco y caprílico.

Anormalmente puede contener la leche corpúsculos mucosos y de pus, glóbulos sanguíneos y coágulos fibrinosos procedentes de la sangre, infusorios y vegetales inferiores, pigmentos biliares y mucina; accidentalmente se encuentran en la leche compuestos arsenicales, antimoníados, de bismuto, de zinc, de plomo, de mercurio, de hierro, los alcaloides del ópio, ciertas esencias, el indigo, etc.

Los ácidos la coagulan cuando se adicionan en cantidad suficiente para neutralizar el álcali combinado con la caseína precipitando á esta, que se redisuelve en un exceso de algunos de ellos, como el acético y el tartárico.

1444. Saliva.—El líquido que se designa ordinariamente con este nombre es una mezcla de diferentes secrecciones, debidas á las glándulas sub-maxilares, sub-linguales, parótidas y á las de la mucosa bucal; tiene un viso azulado, es viscosa y su densidad por término medio es 1,005, dá reacción alcalina, escepto en ciertos estados patológicos, que es ácida.

Contiene células epiteliales pavimentosas y corpúsculos salivales que se depositan por el reposo, y normalmente está constituida por las sustancias siguientes: *albúmina*, *mucina*, *grasas*, *sulfocianato* (sulfocianuro) *potásico* y la *ptialina* y aunque no constantemente, *urea*; además se hallan en ella, *agua*, *cloruros potásico y sódico*, *sulfato potásico*, *fosfatos alcalinos*, *alcalino-térreos* y *de hierro*. En algunos estados patológicos se encuentran ácido láctico, glucosa, leucina y pig-

mentos biliares y pasan á ella ciertos medicamentos, como el yodo y los yoduros metálicos, el bromo y los bromuros, el mercurio, etc.

PTIALINA.—La *ptialina* ó fermento salival, es sólida, amorfa, amarillenta, soluble en el agua, insoluble en el alcohol, calentada sobre una lámina de platino se quema desprendiendo humos que huelen como el cuerno quemado; su disolución neutra, ácida ó alcalina, convierte rápidamente á las féculas en azúcar. Se extrae de la saliva acidulándola con ácido fosfórico, añadiendo después agua de cal hasta que esté bien alcalina, se precipitan fosfato tricálcico, que arrastra consigo á la ptialina, y algunas sustancias albuminoideas; se lava el precipitado con agua sobre un filtro, para disolver la ptialina, y se la precipita después por alcohol.

1445. Jugo gástrico.—Es el líquido segregado por las glándulas cilíndricas que existen en el estómago; cuando está puro es poco espeso, opalescente, casi incoloro, de un olor débil particular, sabor salado y ácido, su densidad oscila entre 1,001 y 1,010, se enturbia algo por la ebullición y es levogiro; su reacción es fuertemente ácida, después de filtrado tarda en alterarse en contacto del aire y dá precipitados con las sales metálicas, con el alcohol y con el tanino, transforma las sustancias albuminoideas coaguladas en principios solubles llamados *peptonas* y disuelve á la fibrina de la sangre.

No contiene elementos organizados que le sean propios y los que se hallan en él proceden de la mucosa del estómago, de la saliva que tiene mezclada etc.; le caracterizan la *pepsina*, que es el fermento gástrico propiamente dicho, las *peptonas* producidas por la digestión de los alimentos ingeridos en el estómago, *ácido clorhídrico*, *cloruros de amonio*, *calcio*, *magnesio* y *ferroso*, y pequeñas cantidades de *fosfatos cálcico* y *magnésico*; en el jugo gástrico impurificado por los productos de la digestión se hallan también los ácidos *láctico*, *butírico* y *acético* libres.

En ciertos estados patológicos contiene este jugo *urea*, *ácidos* y *pigmentos de la bilis*, carbonato amónico y un elemento organizado (*sarcina ventriculi*).

PEPSINA.—La *pepsina* es una sustancia nitrogenada, amorfa, de color blanco agrisado, soluble en el agua y en los ácidos diluidos, sus disoluciones aciduladas con ácido clorhídrico tienen un gran poder digestivo para las sustancias albuminóideas. Se la prepara separando la mucosa del estómago de un animal recién muerto, lavándola y poniéndola en digestión en agua, se filtra y trata el líquido por el cloruro mercúrico; por el precipitado se hace pasar una corriente de gas sulfídrico, se filtra para separar el sulfuro de mercurio y se evapora el líquido hasta sequedad á una temperatura poco elevada.

1446. Bilis.—Esta sustancia segregada por el hígado, es líquida, viscosa, de color amarillo verdoso en el hombre, verde pardo en el buey y verde esmeralda en las aves, su olor es desagradable, su sabor muy amargo y persistente, su densidad está comprendida entre 1,026 y 1,032, se disuelve en el agua á la que dá viscosidad, el calor la coagula; recién extraída tiene reacción neutra ó débilmente alcalina, se altera pronto en contacto del aire desprendiendo olor fétido y con los ácidos dá mucho precipitado.

No contiene elementos organizados que le sean propios y los que se encuentran en ella proceden de las membranas de los conductos

biliares; se hallan en la bilis de los diferentes animales un gran número de sustancias orgánicas, como son los ácidos *taurocólico* y *glicocólico* (el *hyotaurocólico* y el *hyoglicocólico* en la del cerdo y el *que-notaurocólico* en la del ansar) en estado de sales potásicas ó sódicas, *colesterina*, *colina*, *glicéridos de los ácidos palmítico y oléico*, *sales alcalinas de estos ácidos*, *ácido fosfoglicérico*, varios *pigmentos y mucus*; diversas sales inorgánicas, como los *cloruros potásico y sódico*, *fosfatos sódico, cálcico y magnésico*, *un compuesto de hierro y otro de manganeso y sílice*; como sustancias no constantes en la bilis pueden citarse la *glucosa* y la *albúmina* y como productos de la descomposición de los compuestos normales, los *ácidos colático y coloidico*, la *taurina*, la *disilina* y el *amoniaco*; en ciertas enfermedades se hallan en ella *urea*, *ácido láctico*, *lecitina*, *tirosina*, *sangre*, *pus*, etc.

Los *pigmentos biliares* ó materias colorantes de la bilis son la *bilirubina* (colepirrina, bilifulvina, etc.), de color amarillo anaranjado y la *biliverdina* de color verde; además en los cálculos biliares se han hallado la *bilifusina* y la *biliprasina*, de color verde oscuro casi negro.

1447. Jugo pancreático.—Es un líquido segregado por la glándula páncreas, casi diáfano, algo viscoso, incoloro, inodoro y de sabor ligeramente salado, como el del suero de la sangre, el calor y los ácidos le coagulan; su reacción es bastante alcalina. No contiene elementos organizados propios y en su composición entran varios principios inmediatos, como son la *albúmina*, *leucina* *tirosina*, *grasas*, *jabones* y tres fermentos de los cuales el uno transforma á las féculas en azúcar, otro á las sustancias albuminoideas en peptonas y el tercero que saponifica á las grasas; como sustancias inorgánicas, *agua*, *cloruro sódico*, *sulfatos alcalinos*, *fosfatos alcalinos*, *cálcico*, *magnésico y de hierro* (indicios) y *carbonatos sódico y cálcico*.

1448. Jugo intestinal.—Es el segregado por las glándulas de Lieber-Kuhn y de Brunner; su estudio químico está muy incompleto por la dificultad de extraerle completamente puro; tal como se le extrae es un líquido trasparente y muy fluido, con un color amarillento, su densidad 1,010 y su reacción es muy alcalina; el alcohol le coagula y también el calor, si se le acidula previamente. Contiene albúmina, carbonatos alcalinos y otras sustancias no bien determinadas aún.

1449. Orina.—Es un líquido muy complejo segregado por los riñones; su composición varía en las diferentes clases de animales y está relacionada con su alimentación y organización y con sus condiciones fisiológicas y patológicas.

La orina normal recién emitida, es diáfana, de color amarillo de ámbar, de olor característico y de sabor salado algo amargo, su densidad varía entre 1,005 y 1,030, á medida que se enfria se va volviendo turbia formando por el reposo un sedimento de color muy variable, el calor no la coagula; su reacción es ácida, cuando se la deja en contacto del aire comienza por enturbiarse y por el reposo se van sedimentando el mucus y las células epiteliales procedentes de los órganos con quienes ha estado en contacto, después aumenta su acidez porque se forman ácido acético y láctico precipitándose el ácido úrico y los uratos en forma de cristales más ó menos rojizos, trascurrido más tiempo entra en putrefacción, aumenta el enturbiamiento, se desprenden gases fétidos, aparece en su superficie una película como grasienta é irisada que cae en fragmentos al fondo, en el que se forma un sedimento de fos-

fato amónico-magnésico y de urato amónico, su reacción se hace muy alcalina debido al carbonato amónico que se forma por la fermentación amoniaca de la urea (1318) al que debe el olor que desprende.

Los cuerpos que normalmente constituyen la orina son: *agua, urea, ácidos úrico é hipúrico, creatina, xantina, indican, oxalato cálcico y mucus vexical*; contiene además *cloruros potásico y sódico, sulfatos alcalinos, fosfato ácido de sodio, fosfatos cálcico y magnésico*, pequeñas cantidades de *sales amónicas*, indicios de un compuesto de *hierro*, de *silice*, de *nitratos* y de *nitratos* y como cuerpos gaseosos, el *nitrógeno* y el *anhidrido carbónico*.

Las sustancias que anormalmente puede contener son: *albúmina, glucosa, inosita, ácidos sarcoláctico, succínico, benzóico* y los *de la bilis, cistina, leucina, tirosina, grasas, sangre, materias colorantes de la bilis* (1), *carbonato amónico é hidrógeno sulfurado*. Además la orina puede ser anormal por el aumento, la disminución ó desaparición de algunos de los cuerpos que normalmente contiene, sobre todo la urea y el ácido úrico, y como esto se produce en ciertas enfermedades, de ahí el grán interés que ofrece el reconocimiento de aquellas sustancias que aparecen en la orina no debiendo existir en ella y la determinación cuantitativa de las que varían en cantidad.

Algunas de las primeras se aprecian fácilmente, ya por los caracteres físicos que comunican á la orina (color, olor, sabor, densidad, etc.) ya por alguna de sus reacciones químicas, como la albúmina que se reconoce por la propiedad que adquiere la orina de coagularse por el calor ó por el ácido nítrico, ó por dar precipitados con ciertos reactivos, y la glucosa que se determina entre otros medios por el líquido de Fehling (1189).

DETERMINACIÓN DE LA UREA EN LA ORINA.—La gran importancia que tienen para la Medicina las variaciones que en muchos estados patológicos experimenta la cantidad de urea que normalmente existe en la orina, ha contribuido á que se hayan propuesto y se estén proponiendo con frecuencia procedimientos para determinarla; en algunos de estos procedimientos sus autores han buscado que los resultados se aproximen todo lo posible á la verdad, en otros su objetivo ha sido simplificar los medios operatorios de tal manera que las operaciones que es necesario practicar para dicha determinación y los aparatos que en ella se emplean, permitan realizarla en breve espacio de tiempo y sin necesidad de acudir á un laboratorio, siquiera para ello se sacrifique algo la exactitud de los resultados.

No cabe dentro de los límites y de la índole de este libro, la exposición de los numerosos procedimientos propuestos por diversos químicos para determinar cuantitativamente la urea de la orina, únicamente se dará una sucinta relación de los más principales que sirva de guía para los que deseen ampliar estos conocimientos en las obras dedicadas especialmente á estos estudios, en las cuales se exponen detalladamente dichos procedimientos, que son los siguientes:

(1) Se reconoce la presencia de la bilis en la orina, entre otras reacciones, por la siguiente: en una copa cónica de cristal se vierte un poco de orina y después con una pipeta y por las paredes, se hacen caer unas gotas de ácido nítrico que contenga vapores nitrosos; si la orina contiene bilis aparece en el fondo de la copa una zona de color verde que pasa después al azul, al violado, al rojo y al amarillo.

El de *Heintz y Ragsky*, en el que se determina la urea bajo la forma de cloruro platínico-amónico; el de *Bunsen* que hace dicha determinación bajo la de carbonato bórico; los de *Millon*, *Gréhant*, *Boymond* y *Bouchard*, fundados en la propiedad que tiene la urea de descomponerse por la acción del ácido nítrico, en anhídrido carbónico, nitrógeno y agua, empleando con dicho objeto el nitrito mercurioso; los de *Leconte*, *Knop*, *Huefner*, *Yvon*, *Regnard* y *Esbach*, en los que se emplean el hipoclorito ó el hipobromito sódicos, que por el calor descomponen la urea en nitrógeno, anhídrido carbónico y agua; y entre los volumétricos el de *Liebig* que hace la determinación de la urea por medio de una disolución valorada de nitrato mercuríco.

SEDIMENTOS URINARIOS Y CÁLCULOS VEXICALES.—Cuando alguno de los cuerpos que se hallan normal ó anormalmente en la orina deja por cualquiera causa de estar en condiciones para mantenerse disuelto en ella, se deposita en la *vejiga* formando los sedimentos urinarios y los cálculos vexicales; los cuerpos que mas comunmente forman estos son: el ácido úrico ó uratos, el oxalato cálcico, los fosfatos cálcico y amónico magnésico y otros vários. Es de gran interés la determinación de la naturaleza de estos sedimentos y cálculos para aplicar los medios conducentes á evitar su formación ó á disolverlos si es posible; por esto se han propuesto diversos procedimientos para reconocer las sustancias que constituyen dichos sedimentos y cálculos, siendo por regla general el punto de partida para estos reconocimientos la acción del calor, puesto que ya sean completamente combustibles ó combustibles solo en parte ó incombustibles, ya se pueden deducir consecuencias acerca de si contienen esclusivamente sustancias orgánicas ó inorgánicas ó unas y otras á la vez, pudiéndose emplear después los reactivos que sirvan para caracterizarlas, siguiendo para ello la marcha que aconsejan los Tratados que se ocupan de estos reconocimientos especiales.

Además de los líquidos y sustancias anteriormente expuestas existen en la economía animal otras muchas, pero cuya importancia es menor que la de las que se han indicado, siquiera sea muy brevemente, por lo cual no se incluyen en este libro.

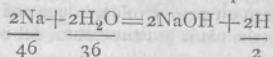
FIN.

APÉNDICE.

Problemas de Química.

I. Calcular las cantidades de sodio y de agua que tendrán que reaccionar para obtener 5 gramos de hidrógeno y el volúmen que ocupará este hidrógeno en estado gaseoso.

1.^o Sustituyendo en la igualdad que expresa la reacción entre el sodio y el agua (124) los pesos atómicos y moleculares respectivos se tendrá:



con estos datos y el del problema se plantean las proporciones siguientes:

$$2 : 46 :: 5 : x; \quad x = \frac{46 \times 5}{2} = 115 \text{ gramos de sodio.}$$

$$2 : 36 :: 5 : y; \quad y = \frac{36 \times 5}{2} = 90 \text{ " " agua.}$$

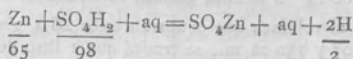
2.^o 1000 c. c. ó sea un litro de gás hidrógeno pesan 0,089 gramos (pág. 81), luego 5 gramos de dicho gás ocuparán: $5 : 0,089 = 56^{\text{lt.}}, 179$.

II. Calcular las cantidades de zinc y ácido sulfúrico que han de reaccionar para llenar de hidrógeno un globo esférico de 2 metros de diámetro.

El volúmen del globo y por lo tanto el del gás hidrógeno que habrá que obtener para llenarle, se halla por la fórmula $\frac{4}{3} \pi r^3$ que dá el volúmen de una esfera conocido su radio, en la que substituyendo los valores de π y de r (radio = 1 metro), se tendrá:

$$\frac{4}{3} \times 3,1415 \dots \times 1^3 = \frac{4 \times 3,1415}{3} = \frac{12,566}{3} = 4,1886 \text{ metros cúbicos.}$$

Pesando un litro de gás hidrógeno 0,089^{gram.}, un metro cúbico (1000 litros) pesará $0,089 \times 1000 = 89$ gramos y por lo tanto $4,1886 \times 89 = 372,8^{\text{gram.}}, 785$ será el peso del hidrógeno que ha de llenar el globo. Sustituyendo en la reacción (pág. 84) los pesos atómicos y moleculares respectivos y planteando proporciones se tendrá:



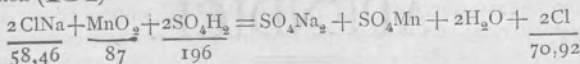
$$2 : 65 :: 372,785 : x \quad x = \frac{65 \times 372,785}{2} = 12155,51 \text{ gramos de zinc.}$$

$$2 : 98 :: 372,785 : y \quad y = \frac{98 \times 372,785}{2} = 18266,46 \text{ " " ácido sulfúrico.}$$

III. Calcular las cantidades de cloruro sódico, bióxido de manganeso y ácido sulfúrico, necesarias para desprender 25 litros de gas cloro.

Este cloro pesará $25 \times 3,495$ (peso de un litro de cloro) = 87,375 grm. Este cloro pesará $25 \times 3,495$ (peso de un litro de cloro) = 87,375 grm. Este cloro pesará $25 \times 3,495$ (peso de un litro de cloro) = 87,375 grm.

Reacción (134):



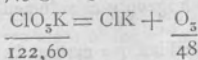
70,92 : 58,46 :: 173,525 : x $x = 143,04$ gramos de cloruro sódico.

70,92 : 87 :: 173,525 : y $y = 212,87$ » » bióxido de manganeso.

70,92 : 196 :: 173,525 : z $z = 535,97$ » » ácido sulfúrico.

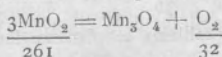
IV. ¿Cuanto clorato potásico será necesario para obtener 50 litros de gas oxígeno? Cada litro de oxígeno pesa 1,429 grm.

$1,429 \times 50 = 71,45$ grm. pesan los 50 litros de oxígeno.



48 : 122,60 :: 71,45 : x ; $x = 182,495$ de clorato potásico.

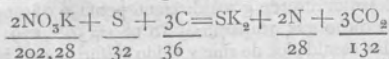
V. Calcular el oxígeno en peso y volúmen que podrá extraerse de 500 gramos de manganesa sometiénola á la temperatura del rojo.



261 : 32 :: 500 : x ; $x = 61,3$ grm. de oxígeno.

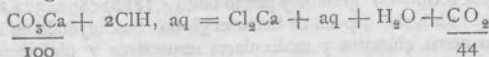
Pesando 1,429 grm. cada litro de oxígeno 61,3 grm. : 1,429 = 42, lit. 827 será el volúmen que ocupen estos 61,3 gramos de oxígeno.

VI. Calcular el volúmen que ocuparán á 0° y 770. m. m. los gases procedentes de la combustión de 100 gramos de pólvora (pág. 377, nota).



Según la reacción anterior 270,28 gramos de pólvora dan 28 gramos de nitrógeno y 132 de anhídrido carbónico; 100 gramos de pólvora darán según eso 10,36 gramos de nitrógeno y 48,83 gramos de anhídrido carbónico; pesando un litro de nitrógeno 1,256 gramo, y un litro de anhídrido carbónico, 1,977 gramo se hallará que el volúmen del nitrógeno es 8, lit. 247 y el del anhídrido carbónico 24 lit., 699 y por consiguiente los gases procedentes de la combustion de 100 gramos de pólvora ocupan á 0° y 760 m. m. próximamente 33 litros.

VII. Calcular el volúmen que á la temperatura de 10° y presión de 750 m. m. ocupará el anhídrido carbónico completamente seco que puede desprenderse de 60 gramos de carbonato cálcico por la acción del ácido clorhídrico.



100 : 44 :: 60 : x $x = 26,4$ gramos de anhídrido carbónico.

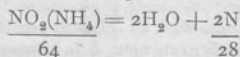
Para determinar el volúmen que ocuparán estos 26,4 gramos de gas anhídrido carbónico á 10° y 750 m. m., se tendrá que 1 litro de aire á dicha tem-

peratura y presión pesa $\frac{1,2931 \times 750}{760(1+0,00367 \times 10)}$ y un litro de anhídrido carbónico en las mismas condiciones pesará $\frac{1,529 \times 1,2931 \times 750}{760(1+0,00367 \times 10)}$ y dividiendo

por esta cantidad los 26,4 gramos, peso del anhídrido carbónico obtenido, se tendrá:

$$26,4 : \frac{1,529 \times 1,2931 \times 750}{760(1 + 0,00367 \times 10)} = \frac{26,4 \times 760(1 + 0,00367 \times 10)}{1,529 \times 1,2931 \times 750} = 14 \text{ litros, } 027$$

VIII. Calcular el nitrógeno que se desprenderá por la calcinación de 20 gramos de nitrito amónico y el volúmen que ocupará dicho gas á la temperatura de 16°, presión de 759 m.m. y suponiéndole saturado de vapor acuoso,



$$64 : 28 :: 20 : x \quad x = 8,75 \text{ gramos de nitrógeno.}$$

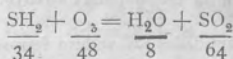
Para determinar el volúmen que ocupará este nitrógeno en las condiciones que exige el problema, se tendrá que la fuerza elástica del vapor acuoso á la temperatura de 16° es 13,54 m.m. y por lo tanto que un litro de nitrógeno saturado de vapor acuoso, á 16° y 759 m.m. pesará:

$$\frac{1,2931 \text{ grm.} \times 0,9714 \text{ (densidad del N)} \times (759 - 13,54)}{760(1 + 0,0036 \times 16)} = 1 \text{ grm. } 164$$

luego el volúmen que ocuparan los 8,75 gramos de nitrógeno á 16° y 759 m.m.

$$\frac{8,75}{1,164} = 7 \text{ litr. } 517.$$

IX. Calcular cuanto oxígeno en peso y en volúmen será necesario para quemar un litro de gás ácido sulfhídrico y cuanta agua y anhídrido sulfuroso resultarán de dicha combustión.



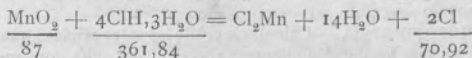
Pesando un litro de SH_2 1,54 gramo, se necesitarán según la reacción anterior 2,grm. 174 de oxígeno para quemarle ó lo que es lo mismo 1,grm. 521 y se formarán 0,grm. 815 de agua y 2,grm. 898 de anhídrido sulfuroso.

X. Calcular el bióxido de manganeso, ácido clorhídrico y agua necesarios para preparar 1000 gramos de agua saturada de gás cloro, á 8° centígrados.

1 litro de agua á 8° disuelve 3,04 litros de cloro, que pesan $3,04 \times 3,155 = 9,59$ gramos y por consiguiente la disolución pesará 1009,59 gramos.

1009,59 : 9,59 :: 1000 : x; x = 9,grm. 499 cantidad de cloro que contendrán los 1000 gramos de agua saturada de dicho gás.

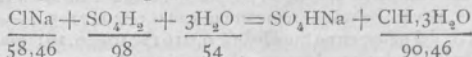
$$1000 - 9,499 = 990,501 \text{ cantidad de agua.}$$



$$70,92 : 87 :: 9,499 : x; \quad x = 11,65 \text{ gramos de bióxido de manganeso.}$$

$$70,92 : 361,84 :: 9,499 : y; \quad y = 48,46 \text{ " " ácido clorhídrico.}$$

XI. Calcular las cantidades de cloruro sódico, ácido sulfúrico y agua, necesarias para preparar 1 kilógr. de ácido clorhídrico de la fórmula $\text{ClH}, 3\text{H}_2\text{O}$.



$$90,46 : 58,46 :: 1 : x; \quad x = 646,25 \text{ gramos de cloruro sódico.}$$

$$90,46 : 98 :: 1 : x'; \quad x' = 1083,35 \text{ " " ácido sulfúrico.}$$

$$90,46 : 54 :: 1 : x''; \quad x'' = 596,95 \text{ " " agua.}$$

XII. Calcular las cantidades de cloruro sódico y ácido sulfúrico que habrá que emplear para preparar 1 kilogramo de ácido clorhídrico disuelto en agua, que marque 22° en el areómetro de Baumé.

Según la tabla de Ure (1) el ácido clorhídrico de 22° contiene 34,66 por 100 de ClH; en un kilógr. de dicho ácido habrá 346,6 gramos de ClH y 653,4 gramos de agua. Para hallar el cloruro de sodio y el ácido sulfúrico necesarios para obtener los 346,6 gramos de ClH, se sigue la misma marcha que en el problema anterior y se hallará que se necesitan 555,74 gramos de *cloruro sódico* y 931,62 de *ácido sulfúrico*.

XIII. Calcular las cantidades de cloruro amónico y cal necesarias para saturar de gas amoniaco un litro de agua á la temperatura de 15°.

A 15° un volúmen de agua disuelve 783 volúmenes de gas amoniaco (**372**) luego en el caso actual habrá que obtener 783 litros de gas amoniaco, que pesan 528 grm. **212.** Calculadas las cantidades de cloruro amónico y cal por la reacción del párrafo **374**, se halla que son 1661 gramos de *cloruro sódico* y 870 gramos de *cal*.

XIV. ¿Qué cantidades de agua y de ácido nítrico de 1,522 de densidad habrá que mezclar para tener 500 c. c. de ácido nítrico de 1,155 de densidad?

Llamando V al volúmen de agua y v al del ácido se tendrán las ecuaciones siguientes:

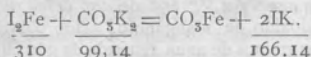
$$V + v = 500^{\text{c. c.}} \quad V \times 1 + v \times 1,522 = 500 \times 1,155$$

Despejando V y v en estas dos ecuaciones se obtendrán los valores siguientes: $V = 351,^{\text{cc}}5$ de *agua* y $v = 148,^{\text{cc}}5$ de *ácido nítrico* de 1,522 densidad.

XV. Calcular el yoduro potásico necesario para obtener 1 kilogramo de yodo. Cada molécula de yoduro potásico, que pesa 166, contiene 126,86 de yodo.

$$126,86 : 166 :: 1 : x \quad x = \frac{166}{126,86} = 1,^{\text{kg}},308 \text{ de yoduro potásico.}$$

XVI. Calcular las cantidades de yoduro ferroso y de carbonato potásico necesarias para preparar 500 gramos de yoduro potásico y las del yodo y hierro que han de reaccionar en la obtención del yoduro ferroso necesario para la preparación anterior.



Calculando por la reacción anterior, se halla para el *yoduro ferroso* 932,95 gramos y para el *carbonato potásico* 298,36 gramos.

Teniendo cada molécula de yoduro ferroso, que pesa 310, dos átomos de yodo ó sean 254 y uno de hierro que pesa 56, se halla que para obtener los 932,95 gramos de yoduro ferroso se necesitarán 764,41 gramos de *yodo* y 168,53 gramos de *hierro*.

XVII. HIDROTÍMETRÍA.—Calcular la cal de las sales cálcicas que contiene un litro de un agua, con los datos siguientes: 100 c. c. del agua consumen 5,5 c. c. de una disolución valorada de jabón (cuya concentración es tal que 1 c. c. de ella equivale á 0,8^{gm}.002947 de cal) hasta formar espuma persistente; 100 c. c. de agua destilada necesitan 0,05 c. c. para formar espuma persistente.

El consumo real de la disolución de jabón debido á las sales cálcicas será, $5,5 - 0,05 = 5,45$ c. c. La cal que representan será $0,002947 \times 5,45 = 0,0161$ gramos en 100 c. c. del agua; en un litro habrá $0,0161 \times 10 = 0,161$ gramos de *cal*.

Nota. Hirviendo durante bastante tiempo un volúmen conocido del agua

(1) Véase Agenda du chimiste por Ad. Wurtz.

para que se deposite el carbonato cálcico disuelto á favor del ácido carbónico, cuidando de añadir tanta agua destilada como se evapore para que no se deposite el sulfato cálcico, filtrando para separar el precipitado y haciendo un ensayo con el volúmen conocido del líquido filtrado, el consumo de disolución de jabón será menor y corresponderá á la cal de las sales solubles (cloruro, sulfato, nitrato) y la diferencia entre ambos ensayos será el que corresponda á la cal en estado de bicarbonato.

XVIII. SULFHIDROMETRÍA.—Un decilitro de un agua sulfhídrica ha consumido 5 divisiones del sulfhidrómetro de Dupasquier lleno de la tintura de yodo; calcular la cantidad de azufre que habrá en un litro de dicha agua y el ácido sulfhídrico en peso y en volúmen que representa dicho azufre.

Según lo que se dijo (237) cada división del sulfhidrómetro representa 1 centígramo de yodo y por lo tanto las 5 divisiones equivalen á 5 centigramos, que será el consumo correspondiente á 1 decilitro del agua y por lo tanto 50 centigramos lo correspondiente á 1 litro: cada 254 de yodo (237) precipitan 32 de azufre, luego los 50 centigramos representarán 0,63 gramos de azufre que equivalen á 0,669 gramos ó á 434,41 c. c. de ácido sulfhídrico.

XIX. Determinar el equivalente del yodo respecto al $H=1$ sabiendo que la composición centesimal del ácido yódico anhidro (IO_3) es: $I = 76,0479$ y $O = 23,9521$ y que el equivalente del oxígeno es 8

La proporción que hay que resolver es (55) la siguiente:

$$23,9521 : 76,0479 :: 8 \times 5 = 40 : x = 127 \text{ equivalente del yodo.}$$

XX. Determinar la fórmula empírica de un compuesto de fósforo, oxígeno é hidrógeno cuyo peso molecular es 178, sabiendo que su composición centesimal hallada por el análisis, es:

Fósforo.....	34,83
Oxígeno.....	62,92
Hidrógeno.....	2,25

Suma..... 100,00.

Siguiendo en este problema la misma marcha que se dijo para los ejemplos consignados en los párrafos 87 y 1045 se hallará que las fórmulas empíricas de este compuesto son $Ph_2O_7H_4...$, $Ph_4O_{14}H_8...$, $Ph_6O_{21}H_{12}...$ de las cuales la verdadera es la primera porque sumados los pesos atómicos de los elementos que entran en ella, dán 178 que es el peso molecular.

XXI. Determinar la fórmula empírica del alcohol etílico sabiendo que la densidad de su vapor referida al aire es 1,613 y que su composición centesimal hallada por el análisis elemental es la siguiente:

Carbono.....	52,174
Hidrógeno.....	13,043
Oxígeno.....	34,783

Suma..... 100,000

Refiriendo la densidad del vapor del alcohol al hidrógeno (59) se hallará que es 23 y una fracción pequeña y por consiguiente su peso molecular será 46.

$$100 : 52,174 :: 46 : x \quad x = 23,99 \text{ casi } 24 \quad \frac{24}{12} = 2 \text{ de C.}$$

$$100 : 13,043 :: 46 : y \quad y = 5,99 \text{ " } 6 \quad \frac{6}{1} = 6 \text{ de H.}$$

$$100 : 34,783 :: 46 : z \quad z = 16,00 \text{ igual } 16 \quad \frac{16}{16} = 1 \text{ de O.}$$

Luego la fórmula será C_2H_6O .

XXII. Determinar el peso molecular del ácido nítrico (monobásico) con los datos siguientes: 100 centígramos de nitrato de plata disueltos en agua é introduciendo en la disolución una lámina de cobre, han dejado libre una cantidad de plata que lavada, desecada y pesada resultó pesar 63,53 centígramos.

63,53 : 100 :: 108 : x de donde $x=170$ peso molecular del nitrato de plata.

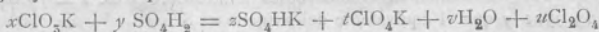
170 — 108 (*peso atómico de la plata*) = 62 peso del residuo halogénico del ácido nítrico; por consiguiente el peso molecular del ácido será 63.

XXIII. Determinar el peso molecular de la quinina con los datos siguientes: 100 partes del alcaloide absorben 18,371 de ácido clorhídrico para formar el clorhidrato correspondiente; la quinina es una base biácida.

Siguiendo la marcha indicada en la pág. 523 se halla que dicho peso molecular es 324.

XXIV. Calcular por medio de ecuaciones indeterminadas las moléculas de clorato potásico y ácido sulfúrico que han de reaccionar para preparar el peróxido de cloro teniendo en cuenta que en esta reacción se producen además, sulfato ácido de potasio, perclorato potásico y agua (**250**).

Llamando x á las moléculas de clorato potásico, y á las de ácido sulfúrico, z á las de sulfato ácido de potasio, t á las de perclorato potásico, v á las de agua y u á las de peróxido de cloro, se tendrá:



El sistema de ecuaciones que resulta para fijar la cantidad de los diferentes elementos que intervienen en esta reacción será:

$$\text{Para el cloro. } x = t + 2u$$

$$» » \text{ oxígeno . . . } 3x + 4y = 4z + 4t + v + 4u$$

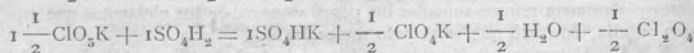
$$» » \text{ potasio . . . } x = z + t$$

$$» » \text{ azufre } y = z$$

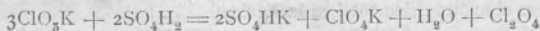
$$» » \text{ hidrógeno . . } 2y = v + 2u$$

Resolviendo este sistema de 5 ecuaciones con 6 incógnitas, para lo cual se supone á una cualquiera de ellas $y = 1$, se hallarán para las demás los valores:

$$x = 1\frac{1}{2}; z = 1; t = \frac{1}{2}; v = \frac{1}{2}; u = \frac{1}{2} \text{ que sustituidos en la reacción será:}$$



y multiplicando todos los coeficientes por 2 para hacerles enteros, se tendrá:



FIN DEL APÉNDICE.

ÍNDICE.

	PÁGS.		PÁGS.
Prólogo de la 1. ^a edición.	V	descomposición químicas.	21
Id. de la 3. ^a id.. . . .	VII	Acción del calor.	21
Química general.		Disociación.	22
NOCIONES PRELIMINARES.		Acción de la luz.	23
Materia.—Cuerpo.	1	— de la electricidad.	23
Fenómenos físicos y químicos.	1	— de la cohesión.	25
Átomos-moléculas.	2	— de la presión.	25
Cuerpos simples y compuestos.	3	— de los cuerpos porosos.	26
Objeto de la Química.	3	Influencia del contacto con cuerpos que están reaccionando.	26
Lugar que ocupa la Química entre las demás ciencias.	4	— de la masa.	27
Divisiones de la Química.	4	Estado naciente.	27
Estados físicos de los cuerpos.	5	Influencia de las condiciones en que se verifican las acciones químicas.	27
Cohesión y causas que la modifican.	5	Leyes de la combinación.	28
Disolución.	6	Ley de la conservación de los pesos.	29
Saturación y sobresaturación.	7	— de las proporciones constantes ó definidas.	29
Coefficiente de solubilidad.	7	Especie química.	29
Cristalización.	8	Isomería.	29
Procedimientos para cristalizar los cuer- pos.	8	Alotropía.	30
Sistemas cristalinos.	9	Ley de las proporciones múltiples.	30
Dimorfismo y polimorfismo.	10	— de los números proporcionales.	31
Isomorfismo.	10	Equivalentes químicos.	32
Ley de Mitscherlich.	11	Determinación de los equivalentes.	33
Afinidad ó fuerza de combinación.	11	Ley de los volúmenes ó de Gay-Lussac.	34
Combinación y sus caracteres.	12	Pesos atómicos y moleculares.	35
Combinaciones exotérmicas y endotér- micas.	13	Hipótesis de Avogadro y de Ampere.	35
NOCIONES DE TERMOQUÍMICA.		Determinación de los pesos atómicos de los cuerpos gaseosos.	36
Objeto de la termoquímica.	14	Ley de Dulong y Petit sobre los calóri- cos específicos.	37
Su historia y fundamentos.	14	Diferencias entre los pesos atómicos y los equivalentes.	38
Principios de la termoquímica.	15	Importancia de los pesos atómicos.	39
<i>Principio del trabajo molecular.</i>	15	Pesos moleculares.	39
— <i>de la equivalencia calorífica</i>	16	Volúmen de las moléculas.	40
— <i>del trabajo máximo.</i>	17	Determinación de los pesos moleculares Calóricos específicos de las moléculas.	41
Desarrollo de electricidad en la combi- nación química.	18	Teoría atómica; su objeto.	42
Desarrollo de luz en algunas combina- ciones químicas.	18	Hipótesis de los átomos y su importan- cia.	42
Diferencias entre la combinación y la mezcla.	19	Existencia de los átomos.	42
Reacciones químicas.	19	Caractéres de los átomos.	43
Descomposición química.	20	Átomos homogéneos y heterogéneos.	44
La combinación y descomposición quí- micas comparadas con los cambios de estado físico.	20	Interpretación de las leyes de la combi- nación por la hipótesis de los átomos <i>Atomicidad ó dinamicidad</i>	45
Causas que modifican la combinación y		Capacidad de saturación de los átomos.	45
		Átomos monodínamos y polidínamos.	46

	PÁGS.		PÁGS.
Estructura de las moléculas.	47	<i>Segunda familia.</i> —Metaloides didí-	
Radicales químicos.	48	mos.	113
Medios gráficos de representar la estruc-		Oxígeno.	114
tura de las moléculas.	48	Ozono.	123
<i>Notación química.</i> —Su objeto.	50	Azufre.	127
Símbolos.	50	Selenio.	132
Tabla de los elementos químicos, de sus		Teluro.	133
símbolos, pesos atómicos y equiva-		Combinaciones de los metaloides didi-	
lentes.	52	namos con el hidrógeno.	133
Fórmulas químicas y su división.	52	Agua.	134
Igualdades químicas.	53	Bióxido de hidrógeno.	146
Determinación de las fórmulas empíri-		Ácido sulfhídrico.	148
cas.	53	Sulfhidrometría.	153
Fórmulas racionales.	54	Sulfuros.	154
Dualismo.	54	Bisulfuro de hidrógeno.	155
Unitarismo; sustituciones.	55	Ácido selenhídrico.—Seleniuros.	156
Teoría de los tipos.	56	Ácido telurhídrico.—Telururos.	156
Problemas que se resuelven por medio		Combinaciones de los cuerpos halóge-	
de las fórmulas químicas y los pesos		nos con los anfitenos.	157
atómicos.	58	Anhidrido hipocloroso.	157
<i>Nomenclatura de la Química.</i>	59	Ácido hipocloroso.	158
Fundamentos de la nomenclatura.	60	Hipocloritos.	160
Nombres de los cuerpos simples.	61	Anhidrido y ácido cloroso.	160
Nomenclatura de los compuestos bina-		Cloritos.	161
rios.	61	Peróxido de cloro.	161
— de los ternarios.—Ácidos.	63	Ácido clórico.	161
Bases.	65	Cloratos.	162
Salas.	66	Ácido perclórico.	162
		Percloratos.	164
		Cloruros de azufre, de selenio y de te-	
		luro.	164
		Ácido hipobromoso.—Hipobromitos.	165
		Ácido brómico.—Bromatos.	165
		Ácido perbrómico.—Perbromatos.	166
		Bromuros de azufre, de selenio y de te-	
		luro.	166
		Ácido hipoyodoso é hipoyoditos.	166
		Anhidrido y ácido yódico.	166
		Yodatos.	167
		Anhidrido y ácido peryódico.—Peryoda-	
		tos.	167
		Yoduros de azufre, de selenio y de te-	
		luro.	167
		Combinaciones del oxígeno con el azu-	
		fre.	167
		Ácido hidrosulfuroso.	168
		Anhidrido y ácido sulfuroso.	169
		Sulfitos.	174
		Cloruros de thionilo y de sulfurilo.	175
		Ácidos clorhidro-sulfúricos y cloro-disul-	
		fúricos.	175
		Anhidrido sulfúrico.	176
		Ácido sulfúrico fumante.	177
		Ácido sulfúrico ordinario.	178
		Sulfatos.	185
		Ácido sulfosulfúrico ó hiposulfuroso.	186
		Hiposulfitos.	186
		Anhidrido y ácido persulfúrico.	187
		Ácidos de la série thionica.	187
		Anhidrido y ácido selenioso.—Selenitos.	189
		Ácido selénico.—Seleniats.	189
		Anhidrido y ácido teluroso.—Teluritos.	190
		Anhidrido y ácido telurico.—Teluratos.	190
		Sulfuros de selenio.	190
		Sulfuros de teluro.	191
		<i>Tercera familia.</i> —Metaloides tridina-	
		mos.	191
		<i>Primer grupo.</i> —Nitrógeno ó azoe.	191
		Aire atmosférico.	195
		Análisis del aire.	200

Fósforo.	210
Arsénico.	216
Antimonio.	217
Bismuto.	218
Combinaciones de los metaloides tri- dinamos con los monodinamos	219
Amoníaco ó amina.	220
Hidroxilamina.	228
Compuestos del nitrógeno con los cuer- pos halógenos.	229
Fosforo trihidrico.	231
Fosfuros de hidrógeno, líquido y sólido.	234
Tricloruro de fósforo.	234
Pentacloruro de fósforo.	235
Oxicloruro de fósforo.	236
Bromuros, yoduros y fluoruros de fós- foro.	236
Arseniuro trihidrico ó arsenamina.	237
Cloruro, bromuro, yoduro y fluoruro de arsénico.	239
Antimoniuro trihidrico.	240
Tricloruro de antimonio.	230
Pentacloruro de antimonio.	241
Bromuro, yoduro y fluoruro de antimo- nio.	241
Cloruro, bromuro, yoduro y fluoruro de bismuto.	241
Combinaciones del nitrógeno con el oxí- geno.	242
Óxido nitroso.	242
Óxido nítrico.	245
Anhidrido y ácido nitroso.—Nitritos.	247
Peróxido de nitrógeno.	248
Anhidrido nítrico.	250
Acido nítrico.	251
Nitratos.	256
Anhidrido pernitrico.	257
Sulfuro de nitrógeno.	257
Compuestos que forma el fósforo con el oxígeno.	257
Acido hiposforoso.—Hipofosfitos.	258
Anhidrido fosforoso.	258
Acido fosforoso.—Fosfitos.	259
Anhidrido fosfórico.	260
Acido fosfórico ordinario.	260
Orthofosfatos.	261
Acido pirofosfórico.—Pirofosfatos.	261
Acido metafosfórico.—Metafosfatos.	263
Sulfuros de fósforo.	263
Combinaciones del arsénico con el oxí- geno.	263
Anhidrido arsenioso.	264
Acido arsenioso.—Arsenitos.	266
Anhidrido y ácido arsénico.	266
Arseniatos.	267
Sulfuros de arsénico.	267
Seleniuros y telururos de arsénico.	269
Combinaciones del antimonio con el oxí- geno.	269
Anhidrido antimonioso.	259
Tetraóxido de antimonio.	270
Anhidrido y ácidos antimónicos.	270
Antimoniatos.	271
Oxisales de antimonio.	271
Caracteres de las sales de antimonio.	271
Sulfuros, seleniuros y telururos de anti- monio.	271
Combinaciones del bismuto con el oxí- geno.	273
Oxisales de bismuto.	273

Caracteres de las sales de bismuto.	274
Sulfuros, seleniuro y telururo de bis- muto.	274
<i>Segundo grupo.</i> —Boro.	274
Combinaciones del boro con los cuerpos halógenos.	277
Anhidrido bórico.	278
Acido bórico.	279
Boratos.	281
Sulfuro de boro.	281
Nitruro de boro.	281
<i>Cuarta familia.</i> —Metaloides tetra- dinamos.	282
Carbono.	282
Silicio.	289
Estaño.	291
Combinaciones del carbono con los me- taloides monodinamos.	293
Siliciuro tetrahidrico.	294
Tetracloruro de silicio.	294
Tetrafluoruro de silicio.	295
Acido hidrosilícico.	295
Cloruro estannoso.	296
Cloruro estánnico.	297
Combinaciones de los metaloides tetra- dinamos con los didinamos.	298
Óxido de carbono.	298
Anhidrido carbónico.	301
Carbonatos.	306
Bisulfuro de carbono.	307
Oxisulfuro de carbono.	309
Anhidrido silícico.	309
Acidos silícicos y silicatos.	311
Sulfuro de silicio.	312
Óxido estannoso.	312
Anhidrido estánnico.	312
Acidos estánnicos.	313
Oxisales de estaño.	313
Caracteres de las sales de estaño.	313
Sulfuros de estaño.	314
Combinaciones de los metaloides tetra- dinamos con los tridinamos.	314
Cianógeno.	315
Acido cianhidrico.	317
Cianuros.	320
Combinaciones del cianógeno con los cuerpos halógenos.	323
Acido ciánico.	323
Cianatos.	324
Acido cianúrico.	324
Sulfuro de cianógeno.—Acido sulfocia- nico-Sulfocianatos.	324
METALES.—Generalidades.	325
Aleaciones.	334
Óxidos é hidratos metálicos.	337
Sales.—Generalidades.	345
Acción de los cuerpos simples sobre las sales.	353
Acción de los cuerpos compuestos sobre las sales.	355
Leyes de Berthollet.	356
Explicación de estas leyes por los prin- cipios de la termoquímica.	359
Primera familia de metales.—Metales monodinamos.	361
Primer grupo.—Metales alcalinos.	362
Cesio y Rubidio.—Espectrografia.	362
Potasio.	364
Cloruro potásico.	367
Bromuro potásico.	367

	PÁGS.		PÁGS.
Yoduro potásico.	368	Caractéres de las sales de bario.	411
Fluoruro potásico.	368	Estroncio, sus principales compuestos y	
Cianuro potásico.	369	caractéres de sus sales.	412
Sulfocianuro potásico.	369	Calcio.	413
Oxidos de potasio.	370	Cloruro cálcico.	413
Potasa cáustica.	370	Fluoruro de calcio.	413
Sulfuros y sulfhidrato potásico.	371	Oxido de calcio (<i>cal</i>).	414
Hipoclorito potásico.	372	Hipoclorito de calcio y cloruro de cal.	416
Clorato y perclorato potásicos.	373	Clorometría.	417
Sulfato neutro de potasio.	373	Sulfato cálcico.	418
Sulfato ácido de potasio.	374	Nitrato de calcio.	419
Nitrito potásico.	374	Fosfatos de calcio.	419
Nitrato potásico.	374	Carbonato cálcico.	420
Nitrificación.	376	Caractéres de las sales de calcio.	420
Pólvora.	377	<i>Segundo grupo de metales didímanos.</i>	421
Carbonato neutro de potasio.	378	Magnesio.	421
Carbonato ácido de potasio.	379	Cloruro de magnesio.	422
Silicato potásico.	379	Oxido de magnesio (<i>magnesia</i>).	423
Caractéres de las sales de potasio.	380	Sulfato de magnesio.	423
Sodio.	380	Fosfatos de magnesio.	424
Cloruro sódico.	381	Carbonato de magnesio.	424
Oxidos de sodio.	383	Caractéres de las sales magnésicas.	424
Sosa cáustica.	384	Zinc.	425
Sulfuros y sulfhidrato sódicos.	384	Cloruro de zinc.	427
Hipoclorito sódico.	384	Oxido de zinc.	428
Sulfito neutro de sodio.	384	Sulfuro de zinc.	428
Sulfito ácido ó bisulfito sódico.	385	Sulfato de zinc.	429
Sulfato neutro de sodio.	385	Carbonato de zinc.	429
Sulfato ácido ó bisulfato sódico.	386	Caractéres de las sales de zinc.	429
Hiposulfito sódico.	386	Cadmio, sus principales compuestos y	
Nitrato sódico.	387	caractéres de sus sales.	430
Fosfatos de sodio.	387	Galio.	431
Arseniato sódico.	387	<i>Tercer grupo de metales didímanos.</i>	431
Borato sódico.	388	Cobre.	431
Carbonato neutro de sodio.	388	Hidruro de cobre.	434
Alcalimetría.	390	Cloruros de cobre.	434
Carbonato ácido ó bicarbonato sódico.	390	Oxidos cuproso y cúprico.	435
Sexquicarbonato sódico.	391	Sulfuros de cobre.	435
Silicatos de sodio.	391	Aleaciones del cobre.	436
Radical amonio.	391	Sulfato cúprico.	436
Cloruro amónico.	393	Nitrato de cobre.	437
Sulfuros y sulfhidrato amónicos.	394	Carbonatos de cobre.	437
Perclorato amónico.	395	Caractéres de las sales cuprosas y cú-	
Sulfato neutro de amonio.	395	pricas.	438
Nitrito amónico.	395	Plomo.	438
Nitrato amónico.	396	Cloruro plúmbico.	440
Fosfato amónico y sodo-amónico.	396	Yoduro de plomo.	441
Carbonatos amónicos.	396	Protóxido de plomo.	442
Caractéres de las sales amónicas.	397	Bióxido de plomo.	442
Litio, sus principales compuestos y ca-		Minio.	442
racteres de sus sales.	397	Sulfuro de plomo.	443
Talio, sus principales compuestos y ca-		Aleaciones que forma el plomo.	443
ractéres de sus sales.	399	Sulfato de plomo.	443
<i>Segundo grupo.</i> —Plata.	400	Nitrato de plomo.	444
Cloruro argéntico.	404	Carbonato de plomo.	444
Oxidos y sulfuro de plata.	405	Silicato de plomo.	445
Sulfato argéntico.	406	Cristal.	445
Nitrato de plata.	406	Caractéres de las sales de plomo.	446
Caractéres de las sales de plata.	407	Mercurio.	447
<i>Segunda familia.</i> —Metales didímanos	407	Cloruro mercurioso.	450
<i>Primer grupo.</i> —Metales alcalino-térreos	408	Cloruro mercuríco.	451
Bario.	408	Yoduros de mercurio.	452
Cloruro bárico.	408	Cianuro mercuríco.	453
Protóxido de bário (<i>barita</i>).	409	Oxidos de mercurio.	454
Bióxido de bário.	410	Sulfuros de mercurio.	454
Sulfuro bárico.	410	Bermellón.	455
Clorato bárico.	410	Amalgamas mas importantes.	455
Sulfato bárico.	410	Sulfatos de mercurio.	455
Nitrato de bario.	411	Nitratos de mercurio.	455
Carbonato de bário.	411	Caractéres de las sales de mercurio.	456

	PÁGS.
<i>Cuarto grupo de metales didínamos.</i>	455
Aluminio.	457
Cloruro de aluminio.	458
Oxido de aluminio (<i>alúmina</i>).	458
Sulfato aluminico.	459
Alumbres.	460
Sulfato aluminico-potásico.	460
Sulfato aluminico amónico.	461
Silicatos de aluminio.	461
Ultramar.	463
Caractéres de las sales de aluminio.	463
Cromo.	463
Cloruros de cromo.	464
Oxidos de cromo.	464
Sexquióxido de cromo.	464
Anhidrido crómico.	465
Cromatos.	466
Cromato potásico.	466
Bicromato potásico.	466
Cromato de plomo.	467
Sulfato crómico.	467
Alumbre de cromo.	467
Caractéres de las sales crómicas.	467
Hierro.	468
Fundición de hierro.	471
Acero.	472
Cloruros de hierro.	475
Yoduro ferroso.	475
Cianuros de hierro.	475
Acido ferrocianhidrico.	476
Ferrocianuros.	476
Ferrocianuro potásico.	476
Ferrocianuros de hierro.	476
Ferrocianuro potásico.	477
Nitroprusiatos.	477
Oxidos de hierro.	477
Sulfuro ferroso.	479
Sulfato ferroso.	479
Sulfato férrico.	480
Carbonato ferroso.	480
Caractéres de las sales ferrosas y férricas.	480
Manganeso.	481
Cloruros de manganeso.	481
Oxidos de manganeso.	482
Bióxido de manganeso (<i>manganesa</i>).	482
Manganato potásico.	483
Anhidrido permangánico.	483
Acido permangánico.	484
Permanganato potásico.	484
Sulfuro de manganeso.	484
Sulfato manganeso.	485
Carbonato manganeso.	485
Caractéres de las sales de manganeso.	485
Níquel.	486
Cloruro, óxidos y sulfuros de níquel.	486
Sulfato de níquel.	487
Caractéres de las sales de níquel.	487
Cobalto.	487
Cloruro y oxidos de cobalto.	488
Sulfato y nitrato de cobalto.	489
Cobalto-aminas.	489
Caractéres de las sales de cobalto.	489
Uranio y sus principales compuestos.	489
<i>Tercera familia.—Metales tridínamos</i>	490
Oro.	490
Cloruros de oro.	493
Anhidrido áurico.	493
Oxido auroso.	494
Sulfuros de oro.	494

	PÁGS.
Caractéres de las sales de oro.	494
Indio.	494
Molibdeno.	495
<i>Cuarta familia.—Metales tetradínamos.</i>	495
Platino.	495
Cloruros de platino.	498
Cloruros dobles.	499
Oxidos de platino.	499
Caractéres de las sales de platino.	500
Paladio.	500
Iridio.	500
Osmio.	500

Química orgánica.

NOCIONES PRELIMINARES.

Objeto de la Química orgánica.	501
Sustancias orgánicas y organizadas.	502
Composición de las sustancias orgánicas.	502
Formación de las sustancias orgánicas.	503
Metamorfosis orgánicas.	503
Fermentaciones.	507
Síntesis orgánica.	509
Análisis orgánica.	510
Análisis inmediata.	511
Análisis elemental.	515
Determinación del carbono, hidrógeno y oxígeno.	517
Procedimiento de Liebig.	517
Determinación del nitrógeno.	520
Procedimiento de Will y Warrentropp.	520
Procedimiento de Peligot.	521
Determinación de los demás elementos.	521
Determinación del peso molecular y de las fórmulas de las sustancias orgánicas.	521
Clasificación de las sustancias orgánicas.	525
Carburos de hidrógeno.	526
Su clasificación.	527
Hidrocarburos saturados.	529
Carburó tetrahídrico (<i>formeno</i>).	529
Parafina.	531
Hidrocarburos didínamos.	532
Carburó dihidrido (<i>etileno</i>).	532
Gas del alumbrado.	534
Amileno.	535
Hidrocarburos tetradínamos.	535
Acetileno.	535
Hidrocarburos hexadínamos.	536
Terebenteno (<i>esencia de trementina</i>).	536
Isómeros de la esencia de trementina.	537
Esencias.	537
Resinas.	539
Hidrocarburos octodínamos.	540
Benzina.	540
Hidrocarburos de las demás series-Naftalina.	540
Radicales alcohólicos.	541
Compuestos órgano-metálicos.	541
Alcohóles (<i>generalidades</i>).	542
Alcohol monodínamos.—Alcohol metílico.	546
Alcohol etílico.	547
Vinos.	551
Cervezas.	552
Alcoholes industriales.	552
Alcohometría.	553
Alcohol amílico.	553
Alcohol cáñico (<i>alcanfor de Borneo</i>).	554
Alcohol colestérico (<i>colesterina</i>).	554

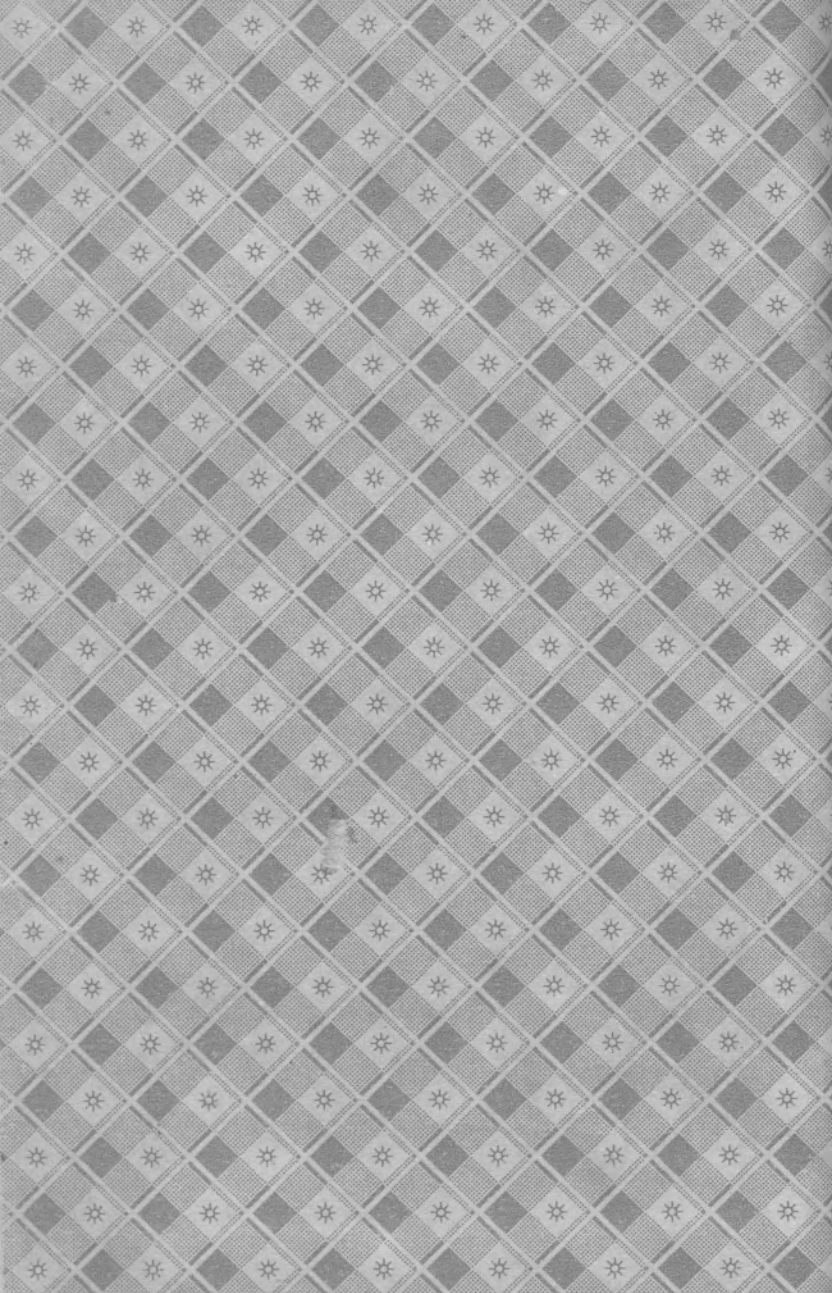
Aldehidos (<i>generalidades</i>)..	555	Acetato potásico, , , , , , , ,	621
Aldehido etílico, , , , , , , ,	557	— sódico, , , , , , , ,	622
Cloral. s	558	— amónico.—Acetamida, , , , , , , ,	622
Aldehido cáñico (<i>alcanfor ordinario</i>).	559	— argéntico, , , , , , , ,	622
Acetonas.	560	Acetatos de cobre, , , , , , , ,	622
Acetona etílica ú ordinaria..	561	Acetatos de plomo, , , , , , , ,	623
Éteres (<i>generalidades</i>)..	561	Acetato de aluminio, , , , , , , ,	624
Éteres del alcohol metílico	564	Acetatos de hierro, , , , , , , ,	624
Cloroformo.	564	Acetato de etilo (<i>éter acético</i>), , , , , , , ,	624
Bromoformo y yodoformo.	565	Ácido propiónico, , , , , , , ,	625
Éter ordinario.	566	— butírico, , , , , , , ,	625
Éteres haloideos del alcohol etílico	569	— valerianico, , , , , , , ,	625
Éteres compuestos.	569	— palmítico ó margárico, , , , , , , ,	625
Éteres sulfhidricos y mercaptanes	569	— esteárico, , , , , , , ,	626
Alcoholes didinamos.—Glicoles.	570	Ácidos de la 2. ^a série, , , , , , , ,	626
Glicol etilénico. , , , , , , , ,	571	Ácido oleico, , , , , , , ,	626
Alcoholes tridinamos.—Glicerinas	572	Ácidos de la 3. ^a série, , , , , , , ,	627
Glicerina.	572	Ácido linoléico ó linólico, , , , , , , ,	627
Nitroglicerina.—Dinamita.	573	Ácidos de la 4. ^a série, , , , , , , ,	627
Éteres de la glicerina.—Glicéridos.	574	— de la 5. ^a série, , , , , , , ,	627
Saponificación.	575	Ácido benzóico, , , , , , , ,	628
Estearina. , , , , , , , ,	577	Ácidos de la 6. ^a série, , , , , , , ,	629
Oleina.	577	Ácidos didinamos, , , , , , , ,	629
Margarina ó palmitina	577	— — monobásicos, , , , , , , ,	629
Lecitina.	578	Ácido glicólico, , , , , , , ,	630
Sustancias grasas naturales.	578	— láctico y sarcoláctico, , , , , , , ,	630
Alcoholes tetradinamos y pentadinamos	579	— salicílico. , , , , , , , ,	631
Alcoholes hexadinamos.	579	Ácidos didinamos bibásicos, , , , , , , ,	631
Manita. , , , , , , , ,	580	Ácido oxálico, , , , , , , ,	632
Dulcita. , , , , , , , ,	580	Oxalatos, , , , , , , ,	634
Azucars.	580	— de potasio, , , , , , , ,	635
Glucosas.	581	Oxalato neutro de amonio.—Oxamida, , , , , , , ,	635
Glucosa.	581	Oxalato ácido de amonio.—Ácido oxá-	
Levulosa.	585	mico, , , , , , , ,	636
Sacarosas.	585	Oxalato de calcio, , , , , , , ,	636
Sacarosa.	586	Oxalato de etilo (<i>éter oxálico</i>), , , , , , , ,	636
Lactosa.	589	Ácido succínico, , , , , , , ,	636
Glucosidos.	590	Ácidos tridinamos, , , , , , , ,	637
Amigdalina.	590	Ácido málico, , , , , , , ,	637
Digitalina.	591	Ácidos tetradinamos monobásicos, , , , , , , ,	638
Salicina.	591	Ácido agállico, , , , , , , ,	638
Poliglucosidos	592	Ácido tánico (<i>tanino</i>), , , , , , , ,	639
Dextrina.	592	Ácidos tetradinamos bibásicos, , , , , , , ,	640
Glicógeno.	592	Ácido tartárico, , , , , , , ,	640
Gomas.	592	Tartratos, , , , , , , ,	642
Sustancias amilaceas.	593	Tartrato ácido de potasio, , , , , , , ,	643
Almidón	594	— neutro de potasio, , , , , , , ,	644
Inulina.	597	— potásico-sódico, , , , , , , ,	644
Liquenina.	597	— antimónico-potásico (<i>emético</i>)	644
Apéndice al estudio de las féculas.—Ha-		— férrico-potásico, , , , , , , ,	645
rinas, gluten, panificación.	597	— bórico-potásico, , , , , , , ,	645
Celulosa.	598	Ácido quínico, , , , , , , ,	645
Piroxilina ó algodón polvora.	600	Ácidos tetradinamos tribásicos, , , , , , , ,	645
Apéndice á los poliglucosidos.—Com-		Ácido cítrico, , , , , , , ,	646
puestos pécticos.	601	Citratos, , , , , , , ,	647
Fenoles (<i>generalidades</i>)..	602	Ácido mecnónico, , , , , , , ,	647
Fenol ordinario.	604	Ácidos pentadinamos y hexadinamos, , , , , , , ,	647
Acido péricio.	605	Amidas orgánicas.—(<i>Generalidades</i>).	648
Fenoles didinamos.—Resorcina.	606	Urea, , , , , , , ,	650
Fenoles tridinamos.	607	Ureas compuestas, , , , , , , ,	652
Quinones.	607	Ureidas, , , , , , , ,	653
Ácidos orgánicos (<i>generalidades</i>).	608	Ácido úrico, , , , , , , ,	653
Cloruros de radicales de ácidos, , ,	612	Aloxana, , , , , , , ,	654
Anhidridos de ácidos orgánicos, , ,	613	Murexida, , , , , , , ,	654
Salas orgánicas, , , , , , , ,	614	Alantoína, , , , , , , ,	654
Ácidos monodinamos, , , , , , , ,	615	Creatina, , , , , , , ,	654
Ácidos monodinamos de la 1. ^a série, , ,	616	Creatinina, , , , , , , ,	655
Ácido fórmico, , , , , , , ,	616	Indigo, , , , , , , ,	655
Ácido acético, , , , , , , ,	617	Aminas orgánicas.—Alcaloides artifi-	
Acetatos, , , , , , , ,	621	ciales, , , , , , , ,	656

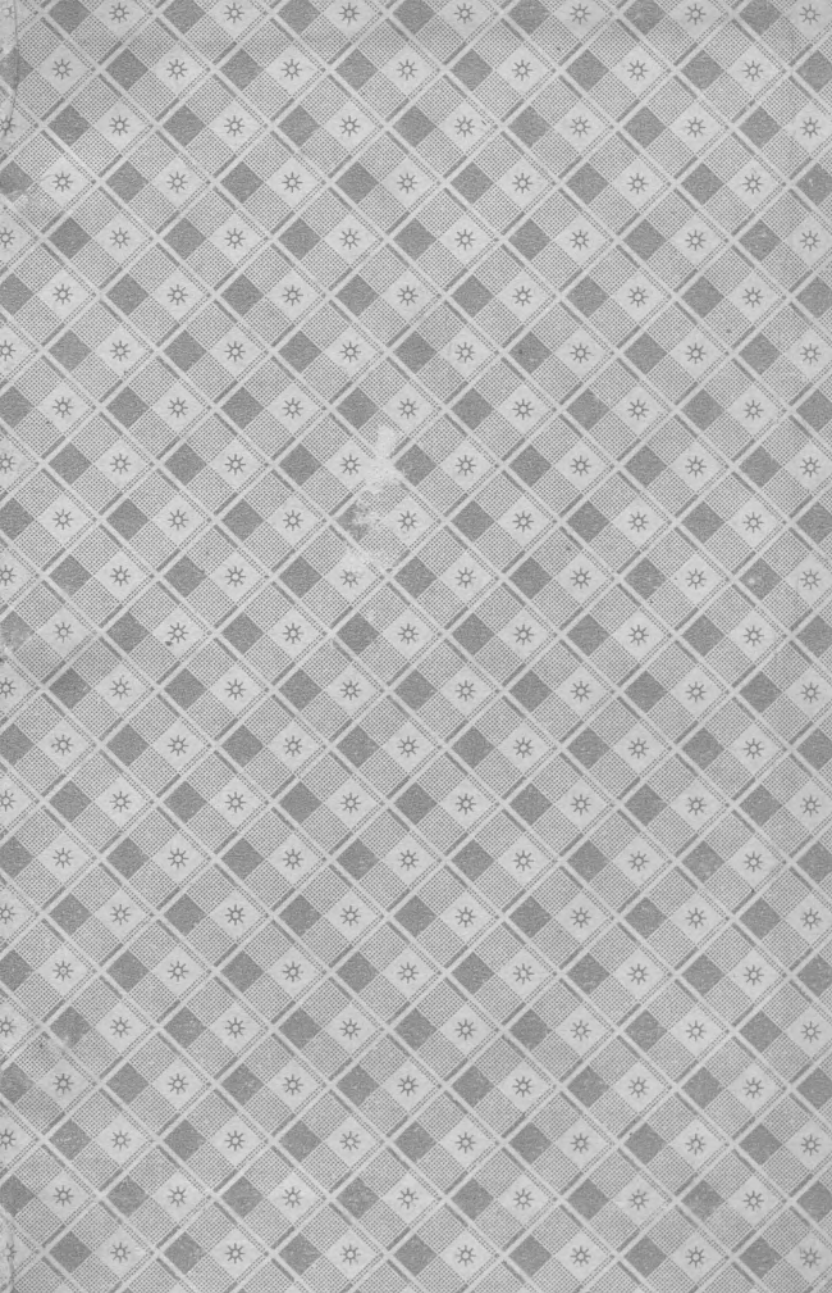
	PÁGS.		PÁGS.
Derivados del amonio, , , , ,	659	Ptomainas, , , , ,	674
Arsenaminas.—Cacodilo, , , , ,	660	Sustancias albuminoideas, , , , ,	675
Estibaminas y bismutaminas, , , , ,	660	Albúmina, , , , ,	677
Glicocola.—Leucina.—Tirosin ^a , , , , ,	661	Fibrina, , , , ,	679
Anilina, , , , ,	662	Caseína, , , , ,	681
Toluidina, , , , ,	662	Gelatina, , , , ,	682
Rosanilina, , , , ,	663	Sangre, , , , ,	683
Piridina y homólogos, , , , ,	663	Hemoglobina, , , , ,	684
Alcaloides naturales.—(Generalidades)	663	Hematina, , , , ,	685
Morfina, , , , ,	666	Globulina, , , , ,	685
Sales de morfina, , , , ,	667	Leche, , , , ,	685
Quinina, , , , ,	668	Saliva, , , , ,	686
Sales de quinina, , , , ,	669	Ptialina, , , , ,	687
Sulfato básico de quinina, , , , ,	669	Jugo gástrico.—(Pepsina), , , , ,	687
Sulfato neutro de quinina, , , , ,	670	Bilis, , , , ,	687
Cinconina, , , , ,	670	Jugo pancreático, , , , ,	688
Estricnina, , , , ,	671	Jugo intestinal, , , , ,	688
Brucina, , , , ,	672	Orina, , , , ,	688
Nicotina, , , , ,	673	Sedimentos urinarios y cálculos vexi-	
Atropina, , , , ,	673	cales, , , , ,	690
Conicina, , , , ,	673	Apéndice.—Problemas de Química .	691
Pelletierina, , , , ,	674		

ERRATAS MAS IMPORTANTES QUE SE HAN ADVERTIDO.

Página.	Línea.	Dec.	Debe decir.
23	14	perimentado	perimentando.
31	27	3	4
39	24	Mendéleff	Mendelejeff
64	14	tridínamos	trihidrogenados
75	11	ekarboro	ekaboro
96	5	236	237
127	28	esenciales	esencias
147	26	CH	2CH
240	23	2Cl ₂ Zn	3Cl ₂ Zn
253	19	NO ₅ H.N ₂ O ₅	2(NO ₅ H).N ₂ O ₅
278	4	2SO ₄ H ₂	3SO ₄ H ₂
377	26	4N	2N
396	51	(CO ₅)(NH ₄) ₂	CO ₅ (NH ₄) ₂
541	34	2(C _n N _{n2+1})	2(C _n H _{n2+1})
543	35	O ₂	O
550	21	CO ₂	2CO ₂
636	3	C ₂ O ₂ (NH ₄) ₂	C ₂ O ₄ (NH ₄) ₂

1256







BONILLA

QUÍMICA
GENERAL

G 37512