LA QUIMICA USUAL

APLICADA A LA INDUSTRIA Y LAS ARTES

Al Illmo. Sr. Dor. D. Fernando de Castro

Rector de la Universidad central

en prueba de respeto y consideracion

J. Olmedilla y Puig

LA QUÍMICA USUAL

APLICADA Á LA AGRICULTURA Y Á LAS ARTES.

G.

LA QUÍMICA USUAL

APLICADA Á LA AGRICULTURA Y Á LAS ARTES,

POR EL DR. STÖCKHARDT,

PROFESOR DE QUÍMICA EN LA REAL ACADEMIA AGRONÓMICA Y FORESTAL DE THARAND,

traducida de la undécima edicion alemana

POR F. BRUSTLEIN,

PREPARADOR DEL CURSO DE QUÍMICA AGRÍCOLA EN EL CONSERVATORIO DE ARTES Y OFICIOS,

y vertida al castellano por

D. JOAQUIN OLMEDILLA Y PUIG,

DOCTOR EN FARMACIA, AYUDANTE DE ESTA FACULTAD EN LA UNIVERSIDAD CENTRAL Y PREMIADO POR LA MISMA, SECRETARIO PRIMERO DEL COLEGIO DE FARMACÉUTICOS DE MADRID É INDIVIDUO DE VARIAS CORPORACIONES CIENTÍFICAS.

MADRID.
IMPRENTA DE J. M. DUCAZCAL
Plazuela de Isabel II, 6.

1867.

PROLOGO DEL TRADUCTOR ESPAÑOL.

Desde que la quimica apareció en el orbe científico, ó, lo que es lo mismo, desde que el inmortal Lavoissier encadenó la multitud de hechos que le suministrara la alquimia, han visto la luz pública infinidad de obras de quimica con mas ó menos extension, ya ocupándose de la ciencia en totalidad ó de una parte de ella, ya considerándola de un modo general, ó, por el contrario, bajo alguna ó algunas de sus múltiples aplicaciones. Todavia no ha trascurrido una centuria desde que esa regeneracion tuvo lugar, y existe ya una numerosa biblioteca de obras representantes de los rapidísimos progresos que en muy cortos espacios de tiempo se efectúan, en términos que la imprenta, con su maravillosa rapidez, apenas basta para dejarlos indeleblemente consignados. Solo con que la lectura de los periódicos químicos experimente alguna intermitencia puede demostrarse la exactitud de lo que acabamos de exponer.

La presente obra, sin salir de las modestas pretensiones de un tratado puramente elemental, cuenta ya once ediciones, y en ellas se ve la marcha progresiva de los conocimientos químicos. Su utilidad y aceptacion están demostradas con este solo hecho y el de haber sido traducida en casi todos los idiomas. Divídese, como tratado de química general, en dos partes, ó sean inorgánica y orgánica, dando, como es consiguiente, mucha mayor extension á la parte primera, ó sea á la química mineral. Destinada esta obra mas bien á los que no han colocado todavía el pié en los umbrales de la química que á las personas ya iniciadas en esta ciencia, no desciende á dilucidar teorías ni á exponer detalles propios de los tratados extensos. Empieza por dar unas ligeras nociones de la parte de física mas indispensable para poder comprender la química, tales como la determinacion del peso y densidad de los cuerpos, su dilatacion por la accion del calor, la fusion, ebullicion, etc., etc. Entra despues en el estudio de los metaloides, y tanto en esta parte como en el resto de la obra da á conocer un hecho y acto continuo en capítulo aparte las experiencias para demostrarlo, valiéndose siempre de ejemplos vulgares y fáciles que puedan hacer adquirir un conocimiento exacto aun á aquellas personas que estén menos habituadas al tecnicismo científico. Despues de la descripcion de los metaloides pasa á la de los ácidos, estableciendo tres grandes divisiones: oxácidos, hidrácidos, y ácidos orgánicos; luego se ocupa de los metales, estudiando primero los alcalinos, y considera al arsénico tambien como metal al lado del antimonio, siguiendo en esta parte las ideas de Berzelius.

En la química orgánica se ocupa con alguna extension de la nutricion y desarrollo de los vegetales, de las féculas, sustancias grasas, jabones, etc., sin dejar por eso de dar una idea bastante exacta de todos los demas puntos de esta parte de la ciencia, así como en la química animal describe la sangre, carne muscular, bilis, leche, etc. Una de las circunstancias tal vez mas apreciables de la obra es el resúmen que contiene á la terminacion de cada tratado, pues en él fija la atencion sobre aquellos puntos mas culminantes del respectivo grupo que se reasume. No se crea que la poca extension de este libro haya impedido á su autor descender en mas de una ocasion á las aplicaciones, pues en las experiencias pone de manifiesto muchas de aquellas. Tampoco debe pasarse en silencio la manera gráfica y sencilla que tiene de hacer comprender muchas reacciones por medio de líneas y en la parte orgánica al explicar los agrupamientos moleculares.

Libros de la índole del presente son muy apreciables, porque sin tener demasiada extension y con lenguaje sencillo están destinados á popularizar una ciencia que, aunque moderna, es acaso de las primeras en utilidad social.

J. Olmedilla y Puig.

PRIMERA PARTE.

QUÍMICA INORGÁNICA.

NOCIONES PRELIMINARES.

Reacciones químicas.

1. TRASFORMACIONES Ó REACCIONES QUÍMICAS. Todo el mundo sabe que se desprenden batiduras de hierro enrojecido al impulso del martillo del herrero; que los instrumentos ú objetos de hierro abandonados al aire húmedo, pierden su brillo y se cubren de una costra mate vulgarmente llamada orin; que la uva esprimida produce vino capaz de convertirse en vinagre; que la leña en la chimenea, el aceite en la lámpara encendida, se consumen; y por último, que sometidas todas las materias animales y vegetales á las influencias atmosféricas, se alteran con el tiempo, entran en putrefaccion y concluyen por desaparecer. Las batiduras, el orin, son hierro trasformado; el hierro es duro, de color blanco agrisado, brillante; calentado se cambia en negro mate y quebradizo; al aire húmedo se vuelve pardo y pulverulento. El vino resulta de la trasformacion del mosto; el gusto azucarado del zumo de uvas no se hace perceptible en él, y es ya un líquido espirituoso, embriagador. El vinagre es vino trasformado cuya naturaleza se ha hecho ácí-

da; no produce embriaguez; por el contrario, nos atempera y refresca. La leña y el aceite que han consumido la chimenea y la lámpara se vuelven á encontrar en el aire, pero uno y otro al estado gaseoso; la trasformacion se ha efectuado con desprendimiento de calor y luz y produccion de fuego. La descomposicion lenta de las sustancias animales y vegetales se hace de una manera análoga; se trasforman durante la putrefaccion en gases, que algunos de ellos poseen un olor muy desagradable.

Estos fenómenos, que se les ha dado el nombre de trasformaciones químicas, van acompañados con frecuencia de desprendimiento de calor y luz, cambio en el peso, forma, dureza, color, gusto, olor; en una palabra, de todas las propiedades de un cuerpo, para hacer de él otro distinto que goza de caractéres nuevos.

2. GENERALIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. Por donde quiera que dirijamos nuestra vista, ya sea sobre la superficie de la tierra, ó al aire, y aun en la profundidad de los mares, vemos verificarse reacciones químicas. Las rocas mas duras, despues de haber perdido su color y consistencia, se dividen y forman la tierra arable.

Una semilla, un tubérculo, la patata, por ejemplo, introducida en la tierra, se reblandece al punto, se convierte en azucarada, despues en pastosa; al mismo tiempo brota un gérmen que bajo la influencia de la luz se trasforma en una hermosa planta verde, la cual elabora cuerpos nuevos que no se hallan ni en la tierra, ni en el aire, de donde la planta ha extraido su alimento. Esta planta debe su consistencia á un delicado tejido de células y tubos llamado celulosa. En la savia que circula por el interior de las células encontramos la sustancia que constituye la clara del huevo; la albúmina: en las hojas materia colorante verde; clorofila: en los tubérculos maduros una materia farinácea; la fécula. Estas sustancias no tienen accion nociva sobre la economía; pero si, en lugar de vejetar á la luz, el tubérculo hubiera dado orígen en la oscuridad á esos tallos enfermizos y débiles que con frecuen-

cia se ven en las cuevas, lejos de producir sustancias útiles, elaboraria un veneno; la solanina.

El tubérculo de la patata constituye uno de nuestros principales alimentos. La fécula que contiene es insoluble en agua; experimenta una trasformacion en el estómago y pasa en la sangre al estado líquido. La sangre se cambia en los pulmones, donde se ha puesto en contacto con el aire, y varía de color; el aire se ha alterado en su constitucion, y al mismo tiempo se produce el calor necesario para la vida de los animales. De estos hechos debemos deducir que no solamente á nuestro alrededor, sino aun en el interior mismo de nuestro cuerpo, se verifican reacciones químicas.

3. FUERZA VITAL Y REACCIONES QUÍMICAS. Mientras hay vida en una planta ó en un animal, los fenómenos químicos están sometidos á una fuerza superior, misteriosa; la *accion vital*. Esta es la que determina la formacion de las sustancias necesarias para la vida y reproduccion del ser viviente; es ademas la que desenvuelve un número considerable de sustancias cuya produccion artificial ha sido imposible hasta aquí, tales como la madera, el azúcar, el almidon, la grasa, la gelatina, la carne, etc., etc., sustancias que se han designado con el nombre de orgánicas, porque se derivan de seres vivientes y organizados, en contraposicion con las materias inorgánicas ó minerales, que pueden producirse artificialmente por la combinacion de los elementos que las constituyen.

Luego que la vida ha abandonado al vegetal y al animal, los fenómenos químicos obran por sí solos; las hojas del tubérculo, que hemos visto empezar á amarillear, caen y se trasforman en una materia negra y pulverulenta, el *humus*, que asimismo desaparece poco á poco, no dejando sino una corta cantidad de cenizas que no ha podido volatilizarse. Pero estos mismos fenómenos, cuyo término natural exige muchos años, se efectuarán en algunos minutos si se arrojan al fuego las hojas. Las reacciones químicas son en un todo análogas en los dos casos; el tiempo es el único que las diferencia; son rápidas por la combustion á una temperatura elevada; lentas,

por el contrario, por la descomposicion á una temperatura baja. Lo que á primera vista parece una destruccion no es en realidad mas que una trasformacion: las sustancias, convertidas para nosotros en imperceptibles, se encuentran en su totalidad en la atmósfera bajo otra forma, de donde serán trasladadas tambien y vueltas á convertir en tangibles por los fenómenos químicos que se operan en las plantas vivas.

4. UTILIDAD DE LOS CONOCIMIENTOS QUÍMICOS. El estudio de la química no ofrece únicamente un interes filosófico; es tambien muy importante por las aplicaciones prácticas que podemos hacer de esta ciencia. La química es la que enseña al farmacéutico á preparar los medicamentos; al médico á aplicarlos; es no solo la que revela minuciosamente la existencia de los metales en las rocas, sino la que da tambien el medio de extraerlos; á la química asociada á la física deben las artes los progresos inauditos realizados desde hace poco mas de medio siglo; progresos que nos han proporcionado tantas ventajas, desconocidas de nuestros padres. Por último, está fuera de duda que la química es indispensable al agricultor; ¿no es necesario que aprenda á conocer la composicion del terreno, los alimentos adecuados à las diversas plantas que cultiva, y los medios de aumentar y mantener su fertilidad?

5. AFINIDAD. Si se calienta un peso determinado de hierro el tiempo suficiente para que se cubra de una espesa costra de batiduras, se podrá demostrar que el peso del metal ha aumentado y se ha unido á él una sustancia ponderable procedente de la atmósfera. Esta sustancia es un gas llamado oxígeno, que ha pasado al estado sólido combinándose con el hierro. Se puede, por medio de ciertas reacciones químicas, hacerle volver al estado gaseoso. Si se abandona esa costra al contacto prolongado del aire húmedo, se verá trasformarse en orin; estarán combinadas entonces las batiduras con el agua y una porcion mayor de oxígeno. Las batiduras son, por consiguiente, un compuesto de hierro y oxígeno; el orin un compuesto de hierro, oxígeno y agua, cuyos cuerpos se

hallan tan estrechamente unidos que no se hacen sensibles las propiedades de cada uno de ellos; están combinados químicamente. La fuerza que los une ha recibido el nombre de *afinidad*, y de los cuerpos que se combinan fácilmente se dice que tienen mucha afinidad el uno para el otro; tal sucede con el hierro y el oxígeno al calor rojo, y con el hierro, oxígeno y agua á una temperatura baja. Un objeto de oro en las mismas condiciones no se alterará ni en su color ni en su peso, lo que demuestra que el oro no tiene una gran afinidad para con el oxígeno.

6. EXPERIENCIAS QUÍMICAS. Una fuerza no puede verse ni es tampoco posible encerrarla en un espacio dado; la percibimos únicamente por los efectos que produce. Cuando queremos saber si una barra de acero está imantada, la aproximamos una aguja, y segun es ó no atraida, deducimos la presencia ó ausencia del magnetismo; es preciso seguir el mismo camino para aprender á conocer las acciones químicas y la afinidad de los cuerpos entre sí. Cada experiencia es una pregunta que hacemos á un cuerpo; la respuesta nos suministra un fenómeno que nuestros sentidos pueden percibir. Antes hemos preguntado si el hierro y el oro tienen para el oxígeno una gran afinidad; el hierro trasformado en batiduras ha dado una respuesta afirmativa; el oro, que no ha experimentado alteracion alguna, ha respondido negativamente. Cada trasformacion, cada propiedad nueva que descubrimos en un cuerpo, es una letra del alfabeto químico con el cual el principiante debe familiarizarse deletreándole, es decir, ejercitándose en hacer experiencias. Tal es el objeto de este libro, en el que se han reunido principalmente las experiencias que pueden ejecutarse con facilidad, sin peligro y con poco gasto, siendo á propósito para hacer comprender las leyes de la química y fijarlas en la memoria.

7. LAS CUESTIONES PRINCIPALES QUE EL QUÍMICO PUEDE PROPONERSE CUANDO ESTUDIA LOS CUERPOS DE LA NATURALEZA, SON CUATRO.

A. ¿De qué están formados los cuerpos? Tomemos por ejem-

plo un hueso; puesto al fuego se trasforma en un residuo de ceniza blanca y ligera (ceniza de hueso); calentado en un vaso cerrado da una materia negra ligera (negro animal); sumergido en agua hirviendo ó en el vapor acuoso, queda blanco y pierde de su peso porque abandona al agua una materia soluble llamada gelatina; en el ácido clorhídrico adquiere traslucencia y se disuelve en parte, dejando una materia fibrosa, trasparente, que en el agua hirviendo se convierte en gelatina, la cual, sometida á la accion del calor en un vaso cerrado, se carboniza, mientras que se quema y desaparece interviniendo la accion del aire. Estas experiencias nos demuestran que los huesos están formados de una materia mineral y de gelatina combustible, que es la gelatina carbonizada que ennegrece el carbon de huesos, la cual se disuelve en el agua, pero no en el ácido clorhídrico. La gelatina y las cenizas de huesos forman la composicion inmediata de los huesos; continuando las trasformaciones químicas, podemos en estos dos cuerpos descubrir otros en número mas considerable: en las cenizas de huesos encontraremos fósforo, un metal (calcio) y oxígeno; en la gelatina, ademas del carbon (carbono), otros tres cuerpos, oxígeno, hidrógeno y azoe. En cuanto á estos, el estado actual de los conocimientos humanos no permite descomponerles; por eso se les ha dado el nombre de *cuerpos simples* ó *elementos*. Hoy solo se conocen de estos 62, (1) cuyo número puede aumentar todavía. Esta separacion de los cuerpos compuestos ha recibido el nombre de *análisis*.

B. Síntesis. ¿Qué trasformaciones experimentan los cuerpos puestos en contacto? El fósforo separado de los huesos es luminoso, y al aire se trasforma poco á poco en un líquido ácido combinándose con el oxígeno del mismo modo que el hierro enrojecido. Esta combinacion se verifica con una luz muy viva si se calienta ligeramente el fósforo, y en este caso se produce una sustancia ácida diferente de la anterior. Esta

[1] Incluyendo los cinco metales nuevamente descubiertos, Cesio, Rubidio, Talio, Indio y Wasio, ascienden á 67. *(N. del T.)*

sustancia, puesta en contacto con la cal, produce un cuerpo que tiene la mayor analogía con las cenizas de huesos, y son, en efecto, cenizas artificiales de huesos. El número de cuerpos que puede producirse por la combinacion de los diferentes elementos es ilimitado; gozan con frecuencia de propiedades diferentes, segun que la combinacion se ha verificado en caliente ó en frio, en el agua ó en el aire, ó con cantidades de materia mayores ó menores. Esta recomposicion de los cuerpos se llama *síntesis*.

C. Aplicacion. ¿Qué aplicacion útil puede sacarse de los conocimientos químicos? Cuando el químico ha descubierto un cuerpo nuevo ó una propiedad nueva en un cuerpo ya conocido, algun método nuevo de composicion ó de descomposicion, abandona su descubrimiento á la industria, ó á la agricultura, que lo buscan para sacar partido de él en la aplicacion. La propiedad del fósforo de inflamarse á una temperatura poco elevada, ha hecho que se le emplee en la fabricacion de las cerillas; sus propiedades tóxicas se utilizan en la destruccion de los animales parásitos. En las semillas de cereales se encuentran constantemente cenizas de huesos (fosfato), del mismo modo que los elementos de la gelatina; el químico ha deducido de ahí que los huesos triturados debian ser un poderoso abono para los cereales; la agricultura lo ha experimentado empleándoles con éxito. Se ha reconocido en el carbon de huesos la propiedad de retener ciertos principios en disolucion en los líquidos; al punto se le ha empleado para hacer potables las aguas corrompidas; el refinador se sirve de él para decolorar los jarabes; el destilador para purificar el alcohol, etc., etc. Esta parte forma la *química aplicada*.

D. Ciencia. ¿Cuáles son las causas de las trasformaciones químicas y en virtud de qué leyes tienen lugar? Si, como debe ser, se hacen las experiencias químicas con la balanza en la mano, se reconocerá bien pronto que dos cuerpos puestos en presencia el uno del otro, y teniendo entre sí gran afinidad, quedará, ya sea de uno ú otro, un exceso que no habrá entrado en combinacion. Si por experiencias ulteriores se determina

la proporcion en que estos cuerpos deben estar mezclados para que no quede exceso ni de uno ni de otro y se repiten estos ensayos en todos los cuerpos, podremos convencernos que las combinaciones se operan en proporciones fijas, y que á cada cuerpo está asignada una medida ponderal mas ó menos grande, segun la que entra constantemente en combinacion. Esto es lo que se llama una *ley de la naturaleza*. Muchas de estas leyes se han determinado y sirven al químico de guia en sus trabajos. Ellas son las que nos dan la facultad de juzgar de antemano, de formular preguntas justas por el camino de la experiencia y comprobar si las respuestas son exactas. Una explicacion de las reacciones químicas, basada en las leyes naturales y que permita á nuestra inteligencia concebir cómo han sucedido los fenómenos, se llama una *teoría*.

Determinacion de los pesos y volúmenes.

8. BALANZA. La balanza es tan indispensable al químico como la brújula al marino. Al uso de la balanza somos deudores de las leyes fundamentales de la química moderna; sirve al mismo tiempo de guia y de señal en las experiencias químicas, nos permite determinar la verdadera composicion de los cuerpos y reconocer si las preguntas hechas, las respuestas obtenidas y las conclusiones que de ellas deducimos son justas ó erróneas. No se recomendará nunca bastante el principio del auxilio de la balanza, aun en los casos mas sencillos. Un pequeño peso, tal como se encuentra en las oficinas de farmacia, es lo suficiente para todas las experiencias descritas en esta obra.

Este peso está compuesto de un *fiel* de laton atravesado en su parte media por un prisma de acero; el *cuchillo*, cuya

parte inferior cortante descansa sobre una superficie plana y dura; la *chapa*, de tal manera que el fiel á cuyas extremidades se suspenden los platillos pueda oscilar fácilmente. Es de bastante importancia que el cuchillo se halle colocado un poco mas arriba del centro de gravedad, como en la figura 1.ª *a*. Colocando el fiel en equilibrio sobre una fuerte aguja, puede determinarse el centro de gravedad, el cual se encuentra en el punto de contacto del fiel en equilibrio y la aguja. Si el cuchillo se encuentra por bajo de este punto, como en la figura 1.ª *b*, no habrá equilibrio estable; será lo que se llama una *balanza loca*, y en vez de oscilar se inclinará al lado mas pesado; si está en el mismo centro de gravedad, la balanza quedará en equilibrio en todas posiciones; por último, y este es el caso mas general, si el cuchillo está muy elevado sobre este punto, tiene el inconveniente de que el instrumento pierde mucha parte de su sensibilidad. (1)

9. DOBLE PESADA, Ó MÉTODO DE BORDÁ. Teniendo rara vez las balanzas la exactitud necesaria para muchas operaciones que hay que practicar, sobre todo cuando se quiere llegar á nna gran precision, se ha recurrido, para obviar este defecto, á un método indicado por Bordá, físico frances del siglo XVII. El cuerpo cuyo peso se desea conocer se coloca sobre uno de los platillos de la balanza; se hace la *tara*, es decir, que se ponen en el otro platillo cuerpos pesados cualesquiera, generalmente pedazos de plomo, hasta que se establezca el equilibrio entre los dos platillos. Hecho esto se separa el cuerpo que se va á pesar y se sustituyen á él los pesos necesarios para el restablecimiento del equilibrio; de este modo se consigue una pesada muy exacta, á pesar de las imperfecciones del instrumento. Cuando se quiere tener un peso determinado

(1) No basta que el cuchillo se halle colocado ligeramente por cima del centro de gravedad; hay tambien necesidad de que los cortes de los ganchos de suspension en las dos extremidades del fiel estén en una misma línea recta con el del cuchillo: este es el medio de evitar que el centro de gravedad no salga de su punto con la adicion de las pesas de los platillos. *(N. del A.)*

de una sustancia, se hace la tara de los pesos, que se reemplaza despues por la materia que se va á pesar hasta establecer el equilibrio.

El peso de un cuerpo determinado en la balanza, ya sea directamente, ya por dobles pesadas, se llama *peso absoluto* de este cuerpo.

Densidad.

10. PESO ESPECÍFICO Ó DENSIDAD. El hielo sobrenada en la superficie del agua, mientras que un pedazo de hierro caerá al fondo; pero el hielo se sumergirá en el alcohol, al paso que el hierro sobrenadará en el mercurio; de donde se deduce que el hielo es mas ligero que el agua, pero mas pesado que el alcohol, y que el hierro es mas pesado que el agua, pero mas ligero que el mercurio. Se podria decir, siguiendo este razonamiento, que el alcohol es mas ligero que el agua ó pesa menos; y por el contrario, el mercurio es mas pesado que el mismo líquido. En el lenguaje científico esta idea se expresa con mas correccion, y se dice que tal cuerpo tiene un *peso específico*, una densidad mayor ó menor que tal otro; lo que significa que para el mismo volúmen los pesos son diferentes. Decir que el hielo es mas ligero que el hierro, el mercurio mas pesado que el agua, quiere decir que un decímetro cúbico de hielo pesa menos que un decímetro cúbico de hierro; que un litro de mercurio pesa mas que un litro de agua. No sucede esto cuando se toma el peso absoluto de un cuerpo; entonces su volúmen no entra ya en consideracion.

Para determinar cuántas veces el mercurio es mas pesado que el agua, el hierro mas pesado que el hielo, basta pesar volúmenes iguales de estos cuerpos y comparar los pesos

entre sí. Si tenemos 5 vasos iguales, cada uno de capacidad de 100 centímetros cúbicos, es decir, que puedan contener 100 gramos de agua y se llenasen exactamente uno de alcohol y los demas de hielo, agua, hierro y mercurio, se hallarian los pesos siguientes:

Alcohol.	80 gramos.
Hielo.	93
Agua.	100
Hierro.	750
Mercurio.	1360

Para mayor facilidad se ha convenido en tomar la densidad del agua por unidad, porque es el cuerpo mas esparcido en la naturaleza, en cuyo caso el problema está reducido á saber cuántas veces el alcohol y el hielo son mas ligeros que el agua, ó el hierro y mercurio mas pesados que ella; lo que equivale á decir cuántas veces 100 está contenido en 80, 93, 750 y 1360. Dividiendo por 100 se obtienen los números siguientes, que expresan las densidades:

Alcohol $\frac{80}{100} = 0{,}80$ densidad del alcohol, siendo el agua 1.

Hielo $\frac{93}{100} = 0{,}93$. . . . . del hielo

Hierro $\frac{750}{100} = 7{,}50$. . . . . del hierro

Mercurio $\frac{1360}{100} = 13{,}60$. . . . . del mercurio

Estos números expresan la *densidad ó peso específico* de los cuerpos; decir que la densidad del alcohol es 0,80, es decir que 80 partes en peso (gramos ó kilógramos) de alcohol ocupan el mismo volúmen que 100 partes en peso (gramos ó kilógramos) de agua. Al expresar que la densidad del mercurio es 13,6, significa que 13,6 unidades de peso de mercurio ocu-

pan el mismo volúmen que uno de agua, siendo el mercurio 13,6 mas pesado.

11. DETERMINACION DE LA DENSIDAD DE LOS LÍQUIDOS. *Experiencia.* Para determinar la densidad de un líquido, es preciso tarar antes un matraz vacío y seco, es decir, hacerse cargo de su peso, pesarle de nuevo despues de haberle llenado exactamente de agua; la diferencia entre los resultados de ambas pesadas representará el peso del agua. Se vacia entonces el matraz, se le seca y se reemplaza el agua por alcohol, jarabe, vino ó cualquier otro líquido cuya densidad se quiera conocer: una nueva pesada indica la cantidad de líquido que ha llenado el matraz; se divide este peso por el del agua en las mismas condiciones, y el cociente será la densidad que se desea. Es preferible usar en estas experiencias, siempre que se pueda, un matraz que contenga exactamente 10 ó 100 gramos de agua, con objeto de evitar los cálculos.

12. DETERMINACION DE LA DENSIDAD DE LOS SÓLIDOS. *Experiencia.* Se tara un frasquito de boca ancha lleno de agua; se añaden 15 gramos á las pesas colocadas, y en el otro platillo el suficiente número de clavos pequeños para restablecer el equilibrio. Hecho esto se separa el frasco de la balanza y se introducen en él los clavos, los que desalojarán su volúmen de agua; despues se deseca perfectamente el frasco en su parte exterior y se le pesa. La pérdida experimentada en este caso será de 2 gramos, por cuyo peso es necesario dividir el del hierro de quien se busca la densidad.

Se obtendrá por consiguiente $\frac{15}{2} = 7{,}50$ densidad del hierro que constituye los clavos.

Cuando la sustancia de que se desea averiguar la densidad es soluble en agua, se reemplaza esta por un líquido cuya densidad sea conocida y no tenga accion alguna sobre dicha sustancia. La referencia al peso del agua se hará por una simple proporcion.

13. DETERMINACION DE LA DENSIDAD DE LOS CUERPOS SÓLIDOS VOLUMINOSOS. *Experiencia.* Si se trata de determinar la densi-

dad de una materia sólida que por su volúmen no pueda ser fácilmente introducida en un frasco, por ejemplo un pedazo de hierro, se adhiere el cuerpo por medio de un hilo muy delgado á la parte inferior de uno de los platillos de la balanza ordinaria; se obtiene el peso absoluto del mismo cuerpo, que supondremos son 15 gramos, como anteriormente; se hace despues sumergir el hierro uno ó dos centímetros en el agua; (figura 2), al punto la balanza se inclinará al lado opuesto, y para restablecer el equilibrio será necesario separar 2 gramos del platillo *a*; se habrá eliminado de este modo un peso equivalente al del agua desalojada por 15 gramos de hierro. Dividiendo 15 por 2, hallaremos 7,50, como anteriormente, para la densidad del hierro. La misma pérdida de peso se observa si el agua ha sido expulsada de la vasija que la contenia, ó simplemente desalojada: la explicacion de esto se encontrará en la ley natural siguiente.

14. PRINCIPIO DE ARQUÍMEDES. Todo cuerpo sumergido en un líquido pierde una parte de su peso exactamente igual al del líquido desalojado. Esta es una ley de la naturaleza: si el peso del agua desalojada por un cuerpo sumergido es menor que el peso de este mismo cuerpo en el aire, caerá al fondo; en el caso contrario, flotará. Segun esta ley se puede hacer flotar cuerpos mucho mas pesados que el agua, aumentando su volúmen: se construyen vasos de hierro, aunque este metal pesa cerca de 8 veces mas que el agua, ó de vidrio, cuya densidad es 2 ó 3 veces mayor, y flotan en el agua: un pedazo de hierro de 10 gramos, por ejemplo, perderá sensiblemente en el agua una octava parte de su peso; si se le martilla haciendo de él un vaso hueco que ocupe 8 veces el volúmen primitivo del metal, este vaso sobrenadará sumergiéndose hasta su borde, porque desalojará 10 gramos de agua; si se duplica todavía el volúmen de este vaso de manera que desaloje 20 gramos de agua, es decir, un peso doble del suyo, no se sumergirá sino hasta la mitad de su altura; y podrá aumentársele 10 gramos sin que se haya sumergido.

15. AREÓMETROS Ó DENSÍMETROS. Un mismo cuerpo, su-

mergido en diversos líquidos, se introduce mas ó menos segun la mayor ó menor densidad de dichos líquidos; es lo que hemos observado antes con el agua y el mercurio. Puede determinarse fácilmente por este medio su densidad, viendo la profundidad mas ó menos grande á que se introduce en él un cuerpo flotante. Se hace uso para este objeto de instrumentos de vidrio tubulados, cuya forma se indica en la figura 3, y que han recibido el nombre de *areómetros ó densímetros*. La parte media, abultada, les hace flotar; y la inferior, cargada de perdigones ó mercurio, les mantiene en la posicion vertical; y por último, el vástago superior sirve para medir la profundidad á que se sumerge el instrumento: este vástago tiene con ese objeto una tira de papel graduada, en la que se leen las indicaciones. Los instrumentos que sirven para conocer los grados de los espíritus ó alcoholes, aceites, lejías, jarabes, etc., son los densímetros. Si se coloca un alcohómetro (figura 3 *a*) en el agua, no se sumergirá sino hasta la señal 0° que se halla en la parte inferior de la escala; en el alcohol puro (alcohol absoluto), mucho mas ligero que el agua, se sumergirá hasta la señal 100°, colocada en la extremidad superior. Un pesa-lejías (figura 3, *b*), por el contrario, llevará la señal 0° correspondiente al agua pura en la parte mas alta de la escala, porque siendo las lejías mas densas que el agua, debe el instrumento sumergirse en ellas menos, y tanto menos cuanto la lejía es mas concentrada. El 0° de la escala de estos instrumentos, que han recibido diferentes nombres segun las sustancias para cuya graduacion se destinan, corresponde en general á la densidad del agua pura; estará colocado por bajo de la escala en los que sirven para líquidos mas ligeros que el agua, y en la parte alta del vástago en los que se emplean para los líquidos mas pesados. Siendo su graduacion arbitraria, se usan tablas especiales en las que están indicadas las densidades á que corresponden los grados indicados por el areómetro.

16. INFLUENCIA DE LA TEMPERATURA EN LA DENSIDAD.—*Experiencia.* Si se llena un vaso cilíndrico de espíritu de vino,

cuyos grados se midan por medio del alcohómetro, se verá que este espíritu, colocado en un sitio caliente, parecerá de mayor concentracion segun las indicaciones de la escala graduada, porque el calor, dilatándole, le hará mas ligero. La densidad de todos los cuerpos es menor en caliente que en frio; es, pues, importante, cuando se quiere conocer la densidad de una sustancia, tener en cuenta la temperatura: se ha convenido en tomar como punto de partida la temperatura de 15°.

Para hacer los instrumentos mas cómodos, se procura que el mercurio sirva á la vez de lastre y de termómetro. La escala pequeña (*a* figura 4) de este instrumento, indica entonces la temperatura del líquido, mientras que en *b* se lee su densidad. Para mas facilidad, se combina de tal manera la correspondencia de los grados de la escala termométrica con los del areómetro, que no hay que hacer mas que sumarlos si la temperatura es inferior á la media, y restarlos si es superior.

Siendo el oro diez y nueve veces mas pesado que el agua, y la plata diez, se puede decidir fácilmente, teniendo en consideracion la densidad de los dos metales, la pureza de los mismos; porque aquellos con quien estén aleados serán siempre mas ligeros que el oro puro. El laton es un poco mas ligero que el cobre; el alcohol, el éter, son tanto menos densos cuanto son mas puros; lo contrario sucede con las disoluciones salinas, jarabes y ácidos, cuyo valor aumenta con la densidad. De esto se deduce la importancia que en muchas ocasiones tiene el conocimiento de la densidad de los cuerpos para conocer su pureza.

17. DENSIDAD DE DIFERENTES SUSTANCIAS SÓLIDAS Y LÍQUIDAS, TOMANDO POR UNIDAD EL AGUA DESTILADA Á + 4°.

SÓLIDOS.

Platino forjado.....	20,337	Mármol.....	2,837
Oro fundido.....	19,258	Cristal de roca.....	2,653
Plomo fundido.....	11,352	Hulla.....	1,329
Plata fundida.....	10,474	Haya.....	0,852
Cobre fundido.....	8,788	Fresno.....	0,845

Laton	8,383	Olmo	0,800
Hierro en barras	7,788	Manzano	0,733
Hierro fundido	7,053	Abeto	0,657
Estaño fundido	7,291	Alamo blanco	0,389
Zinc fundido	6,861	Alcornoque	0,240

LÍQUIDOS.

Mercurio	13,598	Aceite de oliva	0,915
Acido sulfúrico	1,841	Vino	0,994
Leche	1,030	Alcohol absoluto	0,792
Agua de mar	1,026	Eter	0,715

Los antiguos elementos.

18. LOS CUERPOS Y LAS FUERZAS. Así como admitimos en el hombre un *cuerpo* visible y una *alma* invisible, del mismo modo se distinguen en la naturaleza *cuerpos* que podemos ver, coger y pesar, y *fuerzas* que obran sobre estos cuerpos, que los dirigen, por decirlo así. Estas fuerzas no se hacen sensibles mas que por los efectos que producen.

19. ESTADO DE LOS CUERPOS. Los innumerables cuerpos que encontramos sobre la superficie del globo se dividen en tres grandes clases, á saber: *sólidos*, *líquidos*, *ó gaseosos*, y estos son los tres estados bajo los que se nos presentan todas las sustancias.

Cohesion. Es mas difícil reducir á fragmentos un pedazo de hierro, que dividir en gotas cierta cantidad de agua; de lo cual se deduce que las partes infinitamente pequeñas, cuya reunion constituye el pedazo de hierro, están unidas entre sí con mas fuerza que las que forman el agua. La causa de esta diferencia es debida á una fuerza que obra sobre las partes infinitamente pequeñas de los cuerpos, fuerza que ha recibido el nombre de *cohesion*. La cohesion es mayor en

los sólidos que en los líquidos, y es completamente nula en los gases.

Los antiguos elementos. Entre los cuerpos sólidos, el mas comun es la *tierra*; entre los líquidos, el *agua*; entre los gases, el aire atmosférico: esto es lo que habia hecho suponer á los antiguos que todo cuerpo sólido derivaba de la tierra; todo líquido, del agua; todo gas, del aire, y dieron el nombre de elementos á estas tres sustancias. Hoy sabemos que estas materias resultan de la combinacion de cuerpos mas sencillos: no se les puede aplicar el nombre de elementos, pero pueden servirnos para representar los tres estados de los cuerpos.

20. FUERZAS. Las fuerzas de la naturaleza nos son desconocidas en sí mismas, aunque estemos convencidos de su presencia y de su accion por los efectos que producen. Un pedazo de hierro lanzado al aire vuelve á caer; atribuimos su caida á una fuerza; la *atraccion*: expuesto al aire húmedo se cubre de herrumbre, combinándose con el oxígeno del aire; es el efecto de una fuerza química; la *afinidad*: esta á su vez será destruida por otra fuerza; la *electricidad*: por medio de la cual podemos volver á poner el hierro en libertad; un pedazo de hierro, pudiendo moverse libremente, estará mantenido por la fuerza magnética en una direccion constante de norte á sur; por medio de otra fuerza, el *calor*, puede hacerse pasar el metal al estado líquido. Por lo que precede se ve que se admiten muchas fuerzas diferentes; es posible, sin embargo, que tengan todas un mismo orígen, del mismo modo que la voluntad, el juicio, la imaginacion, derivan de un orígen único, el alma humana.

Como símbolo de estas fuerzas podemos tomar el cuarto elemento de los antiguos, el *fuego;* no tiene ya significacion como elemento químico, porque no es mas que un fenómeno provocado en la mayoría de los casos por una reaccion química durante la cual hay aparicion de luz y produccion de calor.

El calor, el agua, el aire y las reacciones químicas. En la

mayor parte de las reacciones químicas, los tres elementos antiguos, calor (fuego), agua y aire, desempeñan un papel importante: el calor es un medio poderoso para activar las trasformaciones; el agua es el disolvente mas general para los sólidos y gases. Es preciso tambien tener en cuenta el aire, porque es en este medio donde producimos casi todos los fenómenos, en los que interviene con frecuencia, bien sea para activarles ó para retardarles. Empezaremos, pues, por estudiar estos tres elementos físicos.

El agua y el calor.

21. EL AGUA EN LA NATURALEZA. El agua de los mares cubre las tres cuartas partes de la superficie de nuestro globo, y los continentes están surcados en todos sentidos por los arroyos y rios. El agua es sólida en las regiones polares; líquida en los climas mas calientes, donde atraviesa la atmósfera bajo la forma de vapor reuniéndose en nubes y precipitándose en lluvia sobre la tierra. Así es que la naturaleza nos ofrece el agua bajo los tres estados, y es fácil notar que la causa de ellos está en las diferencias de temperatura. El agua, por consiguiente, se presta muy bien á todas las experiencias que haremos para estudiar los principales efectos del calor.

Dilatacion por el calor.—Termómetro.

22. DILATACION DE LOS LÍQUIDOS. *Experiencia.* Despues de haber tarado un matraz, es decir, despues de haberle equilibrado en la balanza con plomos ó pesas, se llena de agua fria hasta su borde; se le pesa de nuevo para conocer el peso del

agua introducida. Se coloca en seguida este matraz sobre un trípode (figura 5) para calentarle á la lámpara; primero con precaucion, paseando la llama en todos sentidos con objeto de calentar uniformemente el vidrio. El agua no tarda en salir; se tiene cuidado en secarla para evitar la rotura del vaso; despues, cuando el líquido esté próximo á la ebullicion, se verá, separando de él el fuego, bajar con lentitud el nivel hasta el completo enfriamiento. Colocando de nuevo la vasija en la balanza, se manifestará una pérdida equivalente á $\frac{1}{22}$ próximamente del peso primitivo del agua.

En esta experiencia hemos calentado el fondo del matraz que ha trasmitido su calor al líquido. El agua, dilatada por este calor, y adquiriendo un volúmen mas considerable, debia necesariamente desalojarse en parte. De esto deducimos que el agua caliente es mas ligera que el agua fria; y en efecto, mientras que un litro de agua fria pesa próximamente un kilógramo, el peso del mismo volúmen de agua hirviendo no es mas que de 995 gramos.

Todos los líquidos se conducen como el agua, y no solo los líquidos, sino tambien los sólidos y gases: puede este hecho considerarse, por consiguiente, como una ley de la naturaleza, que los cuerpos se dilatan por el calor y se contraen por el enfriamento. Esta dilatacion está muy lejos de ser la misma para todos los cuerpos; unos se dilatan mas, otros menos para una misma elevacion de temperatura; el alcohol, por ejemplo, se dilata 2 y $\frac{1}{2}$ veces mas que el agua, y el mercurio 2 y $\frac{1}{2}$ veces menos que la anterior. Esta influencia de la temperatura debe tomarse en consideracion cuando se vende ó se compra á la medida grandes cantidades de líquido; así es que 100 litros de alcohol medidos en el verano, pueden resultar cuatro ó cinco litros menos si se miden en invierno; aumento de la misma cantidad tendria lugar en el caso contrario.

23. EXPERIENCIA. Se hará mas sensible el hecho de la dilatacion del agua por el calor, adaptando á una redomita un corcho, que se habrá reblandecido previamente golpeándole

con suavidad con un pedazo de madera, á fin de que ajuste herméticamente á las paredes del cuello sin un gran esfuerzo para hacerle entrar. En este corcho se practica por medio de una lima redonda (cola de rata) un orificio cilíndrico por el que se introduce á frotacion un tubo de vidrio de pequeño diámetro. Hecho esto, se llena de agua el matraz de modo que el nivel se encuentre en *a* (figura 6) cuando esté tapado; despues se calentará el aparato como anteriormente. El agua, expulsada por el calor en la primera experiencia, se elevará en este caso en el tubo, y tanto mas cuanto este sea mas estrecho. (1) Por este medio se harán sensibles las mas pequeñas variaciones de volúmen, lo que permitirá conocer el aumento ó disminucion de la temperatura; en una palabra, medir el calor. Este último resultado se obtiene con instrumentos especiales llamados termómetros.

24. TERMÓMETROS. Podriamos fácilmente servirnos de la dilatacion del agua en la experiencia anterior para medir la temperatura: bastaria señalar en el tubo el punto á que se eleva el agua cuando entra en ebullicion, y al que descenderia si se sumergiese el aparato en el hielo fundente, y dividir despues el espacio intermedio en grados. Sin embargo, se ha reemplazado con ventaja el agua por el mercurio, el cual hierve á una temperatura mucho mas elevada, se solidifica á temperatura mas baja, se calienta con mas prontitud que el agua, y da, por consiguiente, indicaciones mucho mas rápidas.

El aparato en que se introduce el mercurio puede compararse al matraz y á su tubo, que estuvieran soldados en vez de ajustarse á aquel por medio de un corcho. Se pone en este recipiente la cantidad necesaria de mercurio; se suelda su abertura, y se sumerge desde luego en el hielo fundente; el sitio en que el mercurio queda estacionario se marca; es el

(1) Bajo la primera impresion del calor, se verá el nivel *a* bajar: esta anomalía aparente es debida á la dilatacion del vidrio, que se calienta antes de trasmitir el calor al líquido.

punto de congelacion: el punto de ebullicion será aquel donde llegue el mercurio cuando se tenga el aparato suspendido en el vapor del agua hirviendo. El intervalo comprendido entre estos dos puntos podrá dividirse en tantas divisiones como se quiera, y formar de este modo una graduacion ó escala. Se prolongan estas divisiones por bajo del punto de congelacion y por cima del de ebullicion. Sensible es que se haya hecho uso de muchas graduaciones; las que se emplean son las tres siguientes: la division en 80 partes, segun Reamur (R.); la de 100 partes ó centesimal, de Celsio (C.), y la de 180 partes, de Fahrenheit (F). La figura 7 permite hacerse cargo fácilmente de las diferencias que distinguen estas tres especies de termómetros.

Segun Reaumur, el punto de congelacion del agua es á 0°; el de ebullicion á 80°.

En el centígrado, punto de congelacion, 0°; el de ebullicion, 100°.

En el de Fahrenheit, punto de congelacion, + 32°; el de ebullicion, 212°.

La escala de Fahrenheit, cuyo punto de congelacion es + 32°, y el de ebullicion á 212°, se usa generalmente en Inglaterra y en la América del Norte; la escala de Reaumur, marcando 0° en el punto de congelacion y 80° en el de ebullicion, es generalmente empleada en Alemania; por último, la escala centesimal, que se usa de preferencia en Francia y en las experiencias científicas, es la que empleamos en esta obra. Para comparar estas diferentes escalas entre sí y reducirlas, basta recordar que 4° R. = 5° C. = 9° F.

Sin embargo, si se quieren convertir grados F. por cima del punto de congelacion en grados C. y R., es necesario rebajar 32° antes de hacer la trasformacion, y añadirlos, por el contrario, en la operacion inversa. Los grados por cima de 0°, ó no se indican con signo alguno, ó se les antepone el signo +: los grados por bajo de 0° van siempre precedidos del signo —.

En las experiencias químicas nos servimos de termómetros cilíndricos (figura 8) graduados hasta 300°: esta forma

permite hacerlos pasar fácilmente á traves de corchos que sirven para fijarlos en los aparatos que se quieren tener á una temperatura determinada. Los grados por cima del punto de ebullicion tienen la misma dimension que los que se han obtenido dividiendo el intervalo de 0° á 100°.

25. TERMÓMETRO DE ALCOHOL. El mercurio se solidifica á — 40°; en las regiones polares se han observado temperaturas inferiores á — 50°, y pueden producirse artificialmente al rededor de 100°: en ambos casos hay necesidad de reemplazar el mercurio por alcohol, que no se solidifica aun en las mas bajas temperaturas que podamos producir; se le colorea de rojo á fin de poder distinguir mejor la columna. (1)

26. PIRÓMETROS. Como el mercurio hierve á 360°, los termómetros en cuya construccion entra no permiten determinar temperaturas mas elevadas. Se hace entonces uso de los instrumentos llamados pirómetros, cuyas indicaciones se fundan en la dilatacion de una barra de metal poco fusible (pirómetros de Brongniart), ó en la contraccion de pequeños cilindros de arcilla seca (pirómetros de Wedgwood). Por medio de espejos cóncavos ó de ciertas reacciones químicas, se llega á producir temperaturas valuadas en mas de 2000° C.

27. DILATACION DE LOS SÓLIDOS. Una olla cilíndrica introducida por la portezuela de un horno rozando las paredes, no podrá separarse de él una vez caliente, porque habrá aumentado de volúmen: el círculo de hierro que rodea las ruedas, ó sea las llantas, si se aplican en caliente, al enfriarse disminuyen de volúmen y adhieren con gran fuerza á la madera. Estos cambios en el volúmen de los sólidos prueban con bastante claridad que estos se conducen como los líquidos cuando se dilatan por el calor y se contraen por el enfriamiento. Conocida esta propiedad, puede explicarnos desde luego muchos fenó-

(1) Por cima de 0° estos termómetros no dan indicaciones exactas si no han sido graduados comparativamente con un buen termómetro de mercurio: como el alcohol hierve á 78°, su dilatacion es muy irregular; es lo que sucede para todos los líquidos cuando su temperatura se aproxima al punto de ebullicion.

menos que observamos. Los relojes colocados en las paredes se atrasan en verano, porque el calor, aumentando la longitud del péndulo, le hace oscilar con mas lentitud; se adelantan, por el contrario, en invierno, porque el péndulo, contraido por el frio, hace las oscilaciones mas rápidas. Un piano da sonidos mas agudos en una habitacion fria que en una caliente, porque las cuerdas, contrayéndose bajo la influencia del frio, se estiran mas. Por la dilatacion á què está sujeto el metal es por lo que hay necesidad de tener cuidado no unir exactamente de estremo á estremo los *rails* de las vias férreas; de no empotrar sólidamente los tubos que conducen el vapor, y no soldar unas á otras las placas de zinc destinadas á recubrir un techo; que se romperian por el enfriamiento ó caerian al suelo.

En cuanto á los cuerpos frágiles, tales como el vidrio ó la porcelana, una dilatacion ó una contraccion demasiado rápida lleva consigo frecuentemente su ruptura.

Experiencia. Rodéese la circunferencia de una botella de dos tiras de papel paralelas *a* y *b* (figura 9), separadas entre sí por el diámetro de un cañon de pluma, y dando muchas vueltas á cada una al rededor de la botella, de modo que se forme una ranura y se aten fuertemente estas dos tiras con hilo; se hace pasar por la ranura una cuerda, á la que se imprime un rápido movimiento de vaiven hasta que se rompa. Vertiendo inmediatamente agua fria en la ranura, la botella se dividirá en dos como partida con un cuchillo. De este modo, con frascos ó aun con botellas de vino, pueden hacerse vasos propios para recoger los gases ó encerrar líquidos procedentes de disoluciones, precipitaciones ó cualquier otra reaccion química.

Nadie ignora que dos cuerpos frotados vivamente uno contra otro se calientan; todo el mundo conoce la sensacion de quemadura que se experimenta al dejarse caer á lo largo de una cuerda que se tenga en las manos; por último, no hay nadie que no haya notado que una rueda de máquina ó de carruaje, rodando con gran violencia, llega á calentarse mu-

cho si está mal engrasada. El rozamiento de la cuerda sobre el vidrio determina un desarrollo de calor, y la parte de la botella en donde el frote se ha verificado, quedando caliente, el cáñamo del bramante adquiere un olor especial á quemado y termina por romperse. El calor ha dilatado el vidrio, el que se contraerá en el momento de ponerle en contacto con el agua fria; la contraccion se hace primero en la parte externa, pero con tanta rapidez, que no pudiendo la interna participar de ella, lleva consigo la violenta ruptura del vidrio, con tanta mas facilidad cuanto mas espeso sea. Si se hubiese dejado la botella enfriar con lentitud, hubiera quedado entera.

Ademas de su utilidad directa, esta experiencia nos enseña dos cosas que será conveniente recordar; primero, que los vasos de vidrio ó de porcelana destinados á ponerse al fuego, tales como matraces, retortas, cápsulas, etc, deben tener las paredes, y sobre todo el fondo, muy delgados, y ademas que es preciso, durante las operaciones, calentarlas y enfriarlas gradualmente y con precaucion.

Esta manera de calentar el vidrio por el rozamiento con un bramante, puede ser á químicos y farmacéuticos un medio cómodo de destapar los frascos cuyos tapones de vidrio están demasiado adheridos y no pueden abrirse por los medios comunes. El calor desprendido por el rozamiento del bramante dilata el cuello y aumenta la capacidad en que está contenido el tapon, que no ha tenido tiempo todavía de experimentar la influencia del calor. (1)

La dilatacion de los sólidos es tan variable como la de los líquidos, pero es siempre menor; los metales son los que experimentan cambios mas considerables.

Trataremos de la dilatacion de los gases cuando estudiemos el aire atmosférico.

(1) Puédese tambien producir esta dilatacion calentando con cuidado el cuello del frasco en la lámpara de alcohol, cuando no son inflamables ó volátiles los líquidos contenidos en el interior.

28. DILATACION POR EL ENFRIAMIENTO. El agua presenta una excepcion notable á esta ley general, en virtud de la que los cuerpos se contraen por el enfriamiento y se dilatan por el calor.

Experiencia. Por medio de una redomita un poco mayor que la que nos ha servido antes, se monta un aparato semejante (figura 10); en el corcho se practicará un segundo orificio destinado á recibir un termómetro *a*, el cual, sumergiéndose en el líquido, indica la temperatura. Cuando el matraz esté tapado, el agua llegará á la parte superior del tubo *b*. Se fijará en este tubo un papel, sobre el que se señalará el nivel del agua siempre que la temperatura haya bajado un grado. Estando el aparato colocado en un vaso rodeado de nieve, se verá bajar el nivel del agua hasta que el termómetro haya descendido á + 4°; á partir de este momento el descenso de la temperatura no llevará consigo el del nivel del agua, como pudiera creerse; se verá, por el contrario, subir el líquido hasta el momento en que el agua pasará al estado sólido. A 0° el agua habrá tocado la señal hecha anteriormente á + 8°. Es, pues, á + 4°., cuando el agua tiene su máximum de densidad; fenómeno que no presentan los demas líquidos, cuya densidad aumenta á medida que la temperatura desciende.

29. FORMACION DEL HIELO. Esta anomalía notable aumenta mucho mas nuestra sorpresa cuando pensamos en las consecuencias de esta propiedad: en invierno la temperatura del agua del mar, de los lagos, de los arroyos, desciende en la superficie, que se halla en contacto con el aire; el agua fria aumenta de densidad, cae al fondo, y es reemplazada por la mas caliente, que sube á la superficie, se enfria, y es desalojada á su vez por el líquido menos denso que viene del fondo. Si la densidad del agua aumentase hasta el punto de congelacion, este movimiento continuaria hasta que toda la masa hubiese adquirido la temperatura de 0°, y entonces bastaria el menor enfriamiento para congelar, aun en las profundidades mayores, el agua de los lagos y los rios.

Afortunadamente no puede suceder esto, porque los mo-

vimientos que se verifican debajo del agua por el enfriamiento, cesan en el momento que el líquido ha llegado á + 4°; continuando el agua enfriándose en la superficie, sobrenadará porque será mas ligera. La congelacion del agua no tendrá lugar sino en la superficie, y la capa de hielo aumentará gradualmente de espesor por el enfriamento. A profundidades poco considerables, el agua se mantiene siempre á + 4.° próximamente.

Fusion de los sólidos por el calor.

30. EL CALOR LIQUIDA LOS SÓLIDOS. Hemos visto que el calor dilata los cuerpos; su influencia sobre los sólidos produce tambien otro efecto; cambian de estado, se convierten en líquidos, se funden, en una palabra.

Muchos de ellos, antes de convertirse por completo en líquidos, toman un estado pastoso intermedio, durante el cual es fácil aglomerarlos; por ejemplo, el hierro, que se suelda al rojo blanco; y el vidrio, que se trabaja como la cera.

Experiencia. Se coloca un tubo de vidrio en la parte superior de la llama de una lámpara de alcohol, y se le hace girar entre los dedos hasta que se haya enrojecido; conseguido esto, se le podrá fácilmente encorvar en el sentido que se quiera. De este modo se hacen los diferentes tubos encorvados que se emplean en las experiencias químicas. Para tubos de grandes dimensiones se sirven de una lámpara de doble corriente que da una temperatura mas elevada que la ordinaria de alcohol, ó mejor todavía la lámpara de esmaltar. Los tubos se cortan fácilmente con una lima triangular, con la cual se hace una hendidura sobre el vidrio; apoyando ligeramente los dos extremos se determina la ruptura del tubo.

La mayor parte de los cuerpos pasan inmediatamente del estado sólido al líquido, como el hielo, plomo, etc.

31. PUNTO DE FUSION. *Experiencia.* Si se colocan sobre una plancha de hierro medianamente calentada dos vasijas, una llena de nieve y otra de sebo, y se sumerge de cuando en cuando un termómetro en la masa fundida, agitando con cuidado siempre que se hace esta operacion, se observará que en el primer vaso el termómetro se mantiene á 0°, y en el segundo á 38° próximamente, tanto tiempo como haya hielo ó sebo no fundidos. No es sino despues de la completa liquidacion cuando el termómetro traspasará estos dos puntos. La temperatura á que se mantiene un cuerpo mientras pasa del estado sólido al líquido se ha llamado *punto de fusion.* Varía segun los cuerpos, y se encuentra ya por cima, ya por bajo de 0°; para el plomo, por ejemplo, se halla á + 300° próximamente; para la plata á + 1000°; el mercurio, por el contrario, empieza á liquidarse á — 40°. Si se trasladan á un sitio frio los dos vasos que contienen el hielo y el sebo fundidos, el sebo adquirirá el estado sólido próximamente á + 35°, y el agua solo á 0°. La solidificacion de los cuerpos se verifica á una temperatura poco distinta de aquella á la cual adquieren el estado líquido.

Muchos cuerpos, el carbon por ejemplo, no han podido todavía ser fundidos; otros, como el alcohol, no han podido ser solidificados. Es probable que el dia en que se llegue á producir temperaturas mas elevadas ó mas bajas, se podrán fundir todos los sólidos y congelar todos los líquidos.

32. CALOR LATENTE. *Experiencia. El calor desaparece durante la fusion.* Si se colocan en un recinto calentado con uniformidad á una temperatura elevada, sobre una paila de hierro, por ejemplo, dos vasos parecidos, que contenga el uno un kilógramo de nieve y el otro un kilógramo de agua á 0°, y se separan los dos despues que la nieve se ha fundido, podrá ya notarse con la mano que el agua procedente de la nieve ha quedado fria, mientras que la del otro vaso está muy caliente; un termómetro marcará 0° en el primero, y + 75° en

el segundo. Los dos vasos han recibido de la vasija la misma cantidad de calor; el agua y la nieve marcaban ambas 0° antes de la operacion; ¿de dónde proceden, pues, los 75° que encontramos en el agua de nieve? A esto no puede contestarse otra cosa mas que este calor ha sido absorbido por la nieve, á la cual ha hecho tomar el estado líquido.

Si se vierte en el vaso que contiene un kilógramo de agua calentada á 75° un kilógramo de nieve á 0°, y se sumerge el termómetro cuando la fusion se ha verificado, se verá descender el mercurio á 0°. La nieve tendrá en este caso tambien los 75° de calor, y se habrá liquidado.

33. EMISION DEL CALOR POR LA SOLIDIFICACION. El calor, sin embargo, no es absorbido por el agua; queda únicamente oculto, *latente*, y lo estará mientras el agua permanezca líquida, no reapareciendo hasta que el líquido vuelva á pasar al estado sólido. Esto es fácil de demostrar vertiendo 50 gramos de agua sobre 100 de cal viva; la cal aumentará de volúmen, se calentará y reducirá á polvo; colocada sobre una balanza se verá que ha aumentado 30 gramos próximamente. Cien gramos de cal viva habrán suministrado 130 de cal apagada; el agua que falta ha desaparecido al estado de vapor. No hay otra cosa, mas que agua combinada químicamente con la cal, que haya podido aumentar su peso; ademas esta agua no puede existir sino al estado sólido en la cal apagada, que es un polvo seco. El agua, para tomar el estado sólido, ha desprendido todo el calor que habia absorbido liquidándose; ademas ha habido combinacion química de dos cuerpos que tienen entre sí una gran afinidad. Estas dos causas explican la gran elevacion de temperatura. *La desaparicion del calor se observa, siempre que un cuerpo sólido se liquida; la emision de calor, por el contrario, siempre que un líquido pasa al estado sólido:* se puede de este modo explicar con facilidad por qué en la primavera el tiempo es frio mientras que la nieve no ha desaparecido por completo, y por qué la temperatura se hace mas agradable en la caida de la nieve.

Cuando calentamos ó enfriamos un cuerpo, percibimos por

nuestros sentidos ó hacemos notar por medio del termómetro una elevacion ó un descenso de temperatura; el calor cuya presencia notamos es el calor aparente ó libre. Los líquidos deben su estado á cierta cantidad de calor cuya presencia nos es imposible demostrar, y que se desprende cuando el líquido se solidifica; se le ha llamado *calor latente*. Podria, pues, considerarse un líquido como el resultado de la combinacion de un sólido con el calor latente.

Ebullicion y evaporacion de los líquidos.

34. EBULLICION DEL AGUA. Todos sabemos que el agua á cierta temperatura entra en ebullicion.

Experiencia. Se introduce en un tubo de ensayo agua que tenga en suspension un poco de serrin de madera; este tubo, cogido con los dedos por su extremidad superior, se coloca sobre una lámpara de alcohol; pero es necesario tener la precaucion al principio de volverle en todos sentidos en medio de la llama con objeto de calentar uniformemente las paredes (figura 11). Al punto se verá producirse un movimiento en el interior del tubo, subir el serrin á lo largo de la pared superior, y volver á descender siguiendo la pared inferior. Esta evolucion es completada por el agua, de la que una parte, calentada por hallarse en contacto de la llama, se hace mas ligera, mientras que la parte fria, mas densa, cae al fondo. Por este movimiento es muy fácil de comprender la razon de calentarse los líquidos con mas rapidez cuando se aplica el fuego por la parte inferior de ellos.

Los *tubos de ensayo* están construidos de vidrio delgado, abiertos por una extremidad, mientras que la otra está terminada por una semiesfera de vidrio, tambien delgado, pero

igual, para evitar que se rompa al aproximarlo al fuego. Para sostenerlos se usa una escalerilla de madera, representada en la figura 12.

Experiencia. Fenómeno de la ebullicion del agua. Si se repite la experiencia anterior en un matraz (figura 13) sin introducir serrin, con objeto de que conserve el agua toda su diafanidad, se verá bien pronto formarse en las paredes del vaso una gran cantidad de pequeñas burbujas, las que aumentan poco á poco de volúmen, suben á la superficie del líquido y se rompen. Estas burbujas no son otra cosa mas que aire dilatado por el calor y eliminado del agua, en la que se hallaba en disolucion. Todas las aguas de fuentes, de pozos ó de rio, contienen en disolucion cierta cantidad de aire que les da un sabor fresco, el cual pierden despues de hervidas, aun dejándolas enfriar. Cuando el agua esté suficientemente caliente para que el matraz no pueda tenerse en la mano, se verán desprenderse del fondo gruesas burbujas, elevarse disminuyendo de volúmen y desaparecer antes de haber llegado á la superficie del líquido; estas burbujas son de agua al estado gaseoso, formadas por el inmediato contacto con la pared calentada directamente por la llama, y que vuelve á tomar estado líquido condensándose en el resto del agua cuya temperatura es menos elevada. La condensacion sucesiva de estas burbujas de vapor da lugar al ruido que se nota cuando el agua está próxima á entrar en ebullicion. Cuando la totalidad del líquido ha adquirido una temperatura de 100° (suponiendo que se trata del agua), las burbujas ya no se condensan, sino que ascienden á la superficie del líquido, persisten un momento, estallan y dejan salir el vapor; se dice entonces que el líquido hierve. El agua hierve á 100°; otros cuerpos entran en ebullicion con mas facilidad, como le sucede al alcohol; y otros, por el contrario, con mas dificultad, por ejemplo el mercurio; el primero hierve á 80°; el segundo á 360°.

Vaporacion del agua. El espacio que se encuentra por cima del agua hirviendo en el matraz (figura 13), parece vacío;

pero en realidad está lleno de vapor acuoso, el cual ha desalojado el aire que primitivamente le ocupaba. El vapor acuoso, á igualdad de volúmen, es próximamente 1700 veces mas ligero que el agua, porque trasformada esta en vapor, ocupa un volúmen 1700 veces mas considerable. En el matraz, el vapor acuoso es trasparente é invisible como el aire; fuera de él, se forman vapores blancos, que podrán producirse tambien en el matraz introduciendo aire frio por medio de un tubo. La trasparencia desaparece por el enfriamiento; el vapor vuelve á tomar su estado primitivo, y se trasforma en gotitas de una tenuidad tal que se mantienen en suspension en el aire. Las partículas de agua, flotando en gran masa en la atmósfera, forman las nubes, las que se reunen en gotas mayores y terminan por caer bajo la forma de lluvia.

Un termómetro sumergido en el agua hirviendo marca 100°; indica tambien 100° en el vapor, y aun cuando se prolongara indefinidamente la ebullicion y se aumentase el combustíble, no variaria esta temperatura. Se nota en este caso el mismo fenómeno que durante la fusion de la nieve: hay desaparicion de calor, y por la misma razon. Para conservarse el agua al estado de vapor, exige cierta cantidad de calórico con la que puede combinarse al estado latente; pudiendo considerar al agua como una combinacion de hielo y calor, el vapor será la combinacion de este mismo hielo con una cantidad todavía mas considerable de calor desprendida cuando el agua vuelve á tomar el estado líquido.

36. EBULLICION POR EL VAPOR. *Experiencia.* Se hace pasar á traves de un corcho ajustado herméticamente á un matracito la rama mas corta de un tubo encorvado como representa la figura 14, mientras que la rama mas larga llega hasta el fondo de una vasija cilíndrica. En cada uno de los dos vasos, puestos en comunicacion, se introducen 200 gramos de agua á 0° ó al menos muy fria; se calienta despues gradualmente hasta la ebullicion del agua contenida en el matraz, y se deja seguir la operacion su curso hasta que se produzca tambien la ebullicion en el agua del vaso. Si se ha

observado el tiempo trascurrido hasta que el agua entró en ebullicion, y á su vez el trascurrido hasta que el agua del vaso entró tambien en ebullicion, se verá que estos dos espacios de tiempo son próximamente iguales. No encontrando el vapor otra salida que el tubo sumergido en el fondo del vaso, se condensa en el agua fria hasta que esta adquiere 100°, punto de ebullicion.

Calor latente del vapor de agua. Terminada la experiencia, si se colocan las dos vasijas sobre la balanza, se notará que el matraz ha perdido próximamente 40 gramos de peso, mientras que el vaso habrá aumentado en esa proporcion. Estos 40 gramos de vapor de agua, cuya temperatura era de 100°, han hecho hervir, ó lo que es lo mismo, han elevado á 100° 200 gramos de agua que se hallaban primitivamente á 0°. Estos 500 grados se encontraban al estado latente en el vapor, el cual los ha desprendido al condensarse. Se han producido por la llama del alcohol, como se ha dicho antes. Suponiendo que hayan sido necesarios diez minutos para hacer hervir el agua del matraz, y tambien para hacer hervir el agua del vaso, se deduce que la cantidad de calor suficiente para verificar la ebullicion de 200 gramos de agua no ha podido trasformar en vapor mas que 40 gramos de líquido, y la totalidad del calor, absorbido por el agua durante los segundos diez minutos, se ha quedado latente en el vapor. Si para trasformarse en vapor 40 gramos de agua exigen 500° de calor, deben abandonar una cantidad equivalente al condensarse, y podrán elevar á 100° cinco veces dicha cantidad, ó sean 200 gramos.

La propiedad que tiene el vapor acuoso de llevar consigo y abandonar por la condensacion cantidades considerables de calor, ha hecho que se le emplee para calentar sustancias que son alterables á una temperatura muy elevada. El vapor, cuando no se le ejerce presion, nunca tiene mas de 100°. Así es como se le emplea para la destilacion de los alcoholes, la coccion de algunos alimentos, preparacion de infusiones, cocimientos ó extractos, y aun para el blanqueo y te-

ñido de los tejidos, calefaccion de habitaciones, estufas, etc.

El cambio de estado de los cuerpos bajo la influencia del calor, puede representarse del modo siguiente:

GASEOSO.

Calor. ↑ ↑ Calor.

LÍQUIDO

Calor. ↑ ↑ Calor.

SOLIDO.

La direccion de las flechas indica, subiendo por un lado; la absorcion de calor y el cambio de estado á partir del sólido, y por otra parte, el desprendimiento de este calor latente y la trasformacion al estado primitivo.

37. EVAPORACION LENTA. Colocada el agua en un vaso abierto, no tarda en desaparecer, y con mas rapidez en verano que en invierno; se evapora del mismo modo que al fuego, pero sin movimiento ni hervor, porque el vapor se forma únicamente en la superficie del líquido. Este vapor se esparce en la atmósfera, en donde es invisible; el aire puede contener, de esta manera, tanto mas vapor acuoso cuanta mayor es su temperatura, pero esta cantidad es determinada y fija para una temperatura dada. Así, 100 volúmenes de aire á 0° pueden contener $\frac{1}{3}$ de volúmen de vapor acuoso; á 10° podrán contener 1 y $\frac{1}{4}$; á 20°, 2 y $\frac{1}{8}$, y así sucesivamente. Si el aire no contiene todo el vapor acuoso de que es capaz por su temperatura, por ejemplo, cuando 100 volúmenes de aire á 20° no tienen mas que 1 ó 1 $\frac{1}{2}$ volúmenes, los absorberá con avidez, y los cuerpos húmedos expuestos en esta atmósfera se desecarán rápidamente: dícese en este caso que el aire está seco. Si, por el contrario, contiene todo el vapor acuoso que su temperatura le permite disolver, ó tomar, como se diria vulgarmente, entonces el aire está húmedo; es decir, saturado de vapor acuoso, y los cuerpos mojados no se desecarán, ó lo

harán con mucha lentitud. Cuando á una atmósfera semejante llega, por una causa cualquiera, una nueva cantidad de vapor acuoso, ó hay un enfriamiento, una parte del agua se separa bajo la forma líquida y constituye las nieblas ó las nubes, segun tenga lugar este fenómeno cerca ó lejos de nosotros. Por esa razon vemos en invierno condensarse en el aire el vapor exhalado de los pulmones, y despues de una tempestad ó una noche fria, vemos tambien elevarse por cima de los rios una especie de nube ó neblina.

38. PUNTO DE ROCÍO. Si el enfriamiento del aire es ocasionado por un cuerpo sólido frio, el vapor condensado se reune en su superficie bajo la forma de gotitas líquidas, como se nota en una botella que se traslada de un sitio frio á otro caliente, ó en los vidrios de una habitacion, cuando la temperatura exterior es muy baja. La temperatura á que este fenómeno empieza á producirse se llama *punto de rocío*; es una indicacion de que entonces está el aire saturado de vapor acuoso.

Experiencia. Determinacion del punto de rocío. Se llena hasta la cuarta parte un vaso de vidrio, de paredes delgadas, con agua que haya estado algun tiempo en el sitio donde se hace la experiencia, con objeto de que adquiera la temperatura del mismo. Se coloca en este vaso un termómetro; se añade despues sucesivamente y por pequeñas porciones agua muy fria ó hielo, hasta que la parte exterior del vaso se cubra de una ligera capa de humedad. La temperatura indicada entonces por el termómetro puede considerarse como el punto de rocío del aire en el momento en que se hace la experiencia. Si la diferencia entre la temperatura del punto de rocío y la del aire ambiente es grande, podrá esperarse buen tiempo; si, por el contrario, una pequeña adicion de agua fria basta para llegar á este punto, está próxima la lluvia, porque el aire en estas condiciones está casi saturado de vapor acuoso, y el menor enfriamiento provoca la condensacion. Los instrumentos por cuyo medio se mide el grado de humedad del aire se llaman *higrómetros*. Muchos cuerpos, tales

como la potasa, el ácido sulfúrico, el azúcar de uva, poseen la propiedad de atraer la humedad del aire, en la cual se disuelven; otros, como las cuerdas de guitarra, los cabellos desengrasados, etc., se dilatan ó se contraen, segun que el aire está mas ó menos cargado de vapor acuoso.

39. ACELERACION DE LA EVAPORACION. Ademas del calor existe otro medio de acelerar la evaporacion, y es producir una corriente de aire. El aire saturado de humedad se elimina de la superficie del líquido, y es reemplazado por otro mas seco, capaz por consiguiente de absorber con mas rapidez y en mayor proporcion el vapor emitido constantemente por el agua. (1)

Por eso la tierra se deseca tan rápidamente cuando un viento fuerte sucede á la lluvia; por la misma razon que es necesario en los desecadores observar la salida del aire saturado de agua y reemplazarle por otro relativamente seco.

40. FRIO PRODUCIDO POR LA EVAPORACION. La evaporacion lenta exige calor en las mismas proporciones que la mas rápida volatilizacion, lo cual se demuestra con facilidad por la siguiente experiencia.

Se coloca agua hasta la mitad en un matracito que se rodea exteriormente, y se sujeta á su cuello, una cubierta de algodon en rama (figura 16). Si despues de haber mojado el algodon, sumergiéndole en agua, se ata fuertemente el vaso por el cuello á una cuerda resistente y se le imprime un movimiento de rotacion como el de una honda, se notará al cabo de cierto tiempo si se toca, ó mejor por medio del termómetro, un descenso en la temperatura del agua contenida en el matraz. Si en lugar de agua se humedece el algodon con éter, cuerpo muy volátil, se trasformará fácilmente el agua en hie-

(1) Se consigue el mismo objeto desecando por medio de un cuerpo ávido de agua el aire en una atmósfera cerrada, bajo una campana, por ejemplo. Los cuerpos desecadores de que ordinariamente nos servimos son: la cal viva, el ácido sulfúrico monohidratado, ó el cloruro cálcico escoriforme.

lo aun en el verano, imprimiendo al matraz un fuerte movimiento de rotacion.

El éter se evapora con mas rapidez que el agua; uno y otro, para mantenerse al estado de vapor, exigen cierta cantidad de calor que queda latente y que ellos toman del agua del matraz, cuya temperatura desciende. (1) El frio debido á la evaporacion se hace muy sensible cuando se sale de un baño ó se lleva la ropa húmeda, ó en una habitacion despues de regada. A este descenso de temperatura es debido que pueda el hombre resistir el calor de los climas mas abrasadores y aun sufrir durante algun tiempo en un aire seco una temperatura de 100° sin que el calor del cuerpo pase de 38 á 40°.

41. DESTILACION. Puede utilizarse el agua que procede de la destilacion cuando la condensacion del vapor se hace en una vasija.

Experiencia. Se coloca agua hasta la mitad en una pequeña retorta dispuesta sobre un hornillo ó un trípode, y se adapta á la misma un recipiente. Por la accion del calor el agua entra en ebullicion; el vapor atraviesa el cuello de la retorta y se condensa en el recipiente colocado con este objeto en un lebrillo que tenga agua fria y recubierto ademas de papel ó lienzo humedecido. Esta operacion no es otra cosa que una destilacion, y el agua recogida se llama agua destilada, que es mas pura que la de un manantial, porque en esta se hallan siempre materias salinas no volátiles que se depositan en la retorta. La naturaleza hace en una escala inmensa una destilacion análoga; el agua se evapora en la superficie de la tierra y de los mares; se condensa en las altas regiones y vuelve á caer en forma de lluvia, nieve, rocío, etc. El agua de lluvia recogida lejos de las poblaciones puede en ciertos casos reem-

(1) Esta propiedad se ha aprovechado en los paises cálidos para obtener fácilmente agua fria: las alcarrazas ó vasos de tierra porosa que dejan salir el agua á traves de sus paredes, la cual evaporada produce el enfriamiento del agua que hay en el interior.

plazar al agua destilada; pero es necesario tener cuidado no recogerla desde el principio de la lluvia, porque entonces contiene polvo, amoniaco, ácido carbónico, etc.

La destilacion permite separar cuerpos cuya volatilidad es diferente; así es como se separa el alcohol, cuerpo muy volátil, del agua, que lo es menos. En la destilacion en grande la retorta y el matraz están reemplazados por un alambique compuesto de las siguientes piezas: la *cucúrbita*, caldera generalmente de cobre sobre la cual se halla el *capitel*, cubierta que tiene un tubo de desprendimiento un poco ascendente, el cual se une á un tubo metálico rodeado en espiral y presentando de esta manera una gran longitud en un pequeño espacio; este es el *refrigerante*, llamado tambien *serpentin* por razon de su forma. Atraviesa una columna de agua fria que no tarda en calentarse durante la operacion, pero que se tiene cuidado de renovar por una corriente de agua fria que llega por la parte inferior.

Difusion del calor.

42. CONDUCTIBILIDAD DEL CALOR. *Experiencia.* Se introduce en un tubo de ensayo agua casi hasta sus bordes, y se calienta el líquido con mucha precaucion en la parte superior del tubo (figura 18); al cabo de poco tiempo se verá en la superficie entrar el agua en ebullicion, mientras que permanecerá fria en el fondo del tubo. Si se repite la misma experiencia con mercurio, se sentirá propagarse el calor hasta las capas inferiores del líquido, y al poco tiempo no puede sostenerse el tubo con los dedos. Las partículas de mercurio se comunican recíprocamente el calor, lo que hace con mucha lentitud en el agua. Los cuerpos en que el calor se pro-

paga rápidamente, como el mercurio, se llaman *buenos conductores del calor*; mientras que otros, como el agua, son *malos conductores*. Entre los primeros podemos colocar los metales en general, y entre los segundos las piedras, el vidrio, madera, el agua, y principalmente los gases y cuerpos porosos, tales como el trapo, las telas, el papel, las cenizas, etc.

Buenos conductores. Los buenos conductores se calientan con rapidez y se enfrian del mismo modo, como fácilmente se observa con los utensilios de hierro. Un pedazo de hierro parece mas caliente al sol y mas frio á la sombra que un pedazo de madera colocado en las mismas condiciones; esto se explica del modo siguiente: en el primer caso el hierro permite al calor llegar con mas rapidez al punto de contacto para comunicarse á la mano, y en el caso inverso el calor de la mano es prontamente absorbido porque se esparce inmediatamente en toda la masa del hierro; fenómenos que no tienen lugar con la madera, cuerpo mal conductor.

Malos conductores. Los malos conductores se calientan lentamente y conservan bastante tiempo el calor adquirido; así es que los hornos de ladrillo ó tierra cocida permanecen calientes mucho tiempo. Los malos conductores sirven en muchos casos para moderar la accion del calor ó retardar el enfriamiento; se rodean de cenizas ó colocan sobre un baño de arena los vasos de vidrio ó porcelana (figuras 14 y 17), con objeto de evitar su rotura, que podia ser ocasionada por el inmediato contacto del fuego. Si se quiere introducir un líquido muy caliente en un vaso frio, es necesario proceder primero por pequeñas porciones y agitar con objeto de que se calienten uniforme y gradualmente las paredes. Cuando se separa un vaso del fuego es conveniente colocarle sobre un cuerpo mal conductor, como la paja, madera, papel, trapo, ó sobre ladrillo si el cuerpo está muy caliente. El olvido de estas precauciones ocasionaria con frecuencia roturas, resultado de un enfriamiento muy rápido; una corriente de aire frio basta á veces para producirlas. Para librarse de las quemaduras cuando se manejan cuerpos metálicos calientes se

rodean estos de una guarnicion de madera en el sitio en que debe tener lugar el contacto. Para coger tubos de ensayo ó matraces en los que haya un líquido en ebullicion se les rodea de un papel sostenido por un hilo, con el fin de interponer un cuerpo mal conductor entre los dedos y el vidrio. (1) Nosotros retardamos el enfriamiento de los cuerpos calientes rodeándoles de otros malos conductores: podemos de la misma manera librarnos del frio, ó mejor impedir el enfriamiento de nuestro cuerpo, por medio de los vestidos; el mismo efecto se produce en invierno cuando se rodean de paja los árboles ó los pozos, cuando una capa de nieve cubre las semillas en los campos, y en otras muchas circunstancias. Se llaman vulgarmente cuerpos calientes las sustancias que conducen mal el calor.

43. CALOR RADIANTE. Los cuerpos no pueden comunicarse recíprocamente su calor por la conductibilidad sino cuando están en contacto. Sin embargo, sentimos el calor aun cuando estemos colocados á alguna distancia del fuego ó de una estufa; el sol calienta nuestro globo aun cuando se encuentra á una distancia inmensa de él; en este caso la elevacion de temperatura es debida al *calor radiante*.

Elevacion de temperatura por el calor radiante. Experiencia. Si se exponen al sol tres vasos de paredes delgadas llenos de agua fria y rodeados uno de papel plateado muy brillante, otro de papel blanco y el tercero de papel negro deslustrado, se notará al cabo de cierto tiempo, sumergiendo sucesivamente el termómetro en cada uno de los vasos, que el agua se halla á una temperatura mas elevada en el vaso rodeado de papel negro, y la menor de todas en el que recubre el papel plateado, aunque los tres se hallen colocados al sol en las mismas condiciones, al menos en apariencia. Las diferencias observadas proceden de que los metales pulimentados tienen

(1) Puede hacerse uso con el mismo objeto de corchos perforados suspendidos por un hilo de alambre ó pinzas de madera dispuestas para poder coger los tubos.

la propiedad de no absorber sino difícilmente el calor; devuelven, reflejan los rayos luminosos y caloríficos, mientras que los cuerpos negros absorben la casi totalidad de estos rayos, lo que produce una elevacion mas rápida de temperatura.

Esto nos explica por qué la ropa negra da mas calor que la blanca; por qué la nieve se funde con mas rapidez cuando se esparce sobre ella tierra ó humus, y por qué los frutos maduran con mas rapidez en los árboles colocados detras de paredes de color oscuro.

Enfriamiento por radiacion. Si se hace la operacion inversa, es decir, se vierte agua caliente en los tres vasos, se observa que esta se enfria con mas rapidez en el vaso rodeado de papel negro, y con mas lentitud en el recubierto con papel plateado; porque los cuerpos mates de superficie desigual pierden con mas facilidad su calor que los cuerpos pulimentados, y sobre todo los metales: así el café se tendrá caliente mas tiempo en una cafetera pulimentada que en una cubierta de negro de humo; un utensilio de barro barnizado se enfriará con mas lentitud que otro cuyo barro no esté cubierto de una capa vítrea; un objeto de hierro pulimentado, á otro que no lo esté.

El color blanco y la superficie pulimentada de las neveras, impidiéndolas absorber la totalidad de los rayos solares, contribuyen en parte á su conservacion.

44. ROCÍO Y HELADA. Cuando la superficie de la tierra se ha calentado por el sol, comunica una parte de su calor al aire, y durante el dia la temperatura de las capas atmosféricas inferiores será constantemente un poco mas elevada que la de las capas mas apartadas del suelo. Despues de la postura del sol, no sucederá lo mismo: la tierra rádia entonces hacia los espacios celestes, cuya temperatura es muy baja, y su superficie experimenta un enfriamiento. Este enfriamiento no es tan rápido para la atmósfera, que conserva durante la noche una temperatura superior á la de la superficie del suelo, excepto en los puntos en que se halla en contacto inmediato con la tierra. Si esta se halla bastante fria para constituir al aire

en el punto de rocío (38), el agua se depositará bajo la forma de gotitas en la superficie del suelo ó de las plantas que crecen en él, exactamente del mismo modo que la hemos visto depositarse sobre una botella fria en una habitacion caliente, y se formará el rocío. Si durante la noche la tierra se enfria hasta el punto de congelacion, el agua depositada se solidifica y da lugar á la helada.

La radiacion de la tierra hacia los astros tiene lugar en toda su intensidad cuando el cielo está claro y la atmósfera sin movimiento; el viento y las nubes la impiden; así es que no se observan fuertes rocíos sino despues de las noches serenas y apacibles. Las nubes obran como una pantalla; envian á la tierra los rayos caloríficos por ella emitidos, é impiden de esta manera que se enfrie. Las esteras, el estiércol y todas las cubiertas de que se valen los jardineros en la primavera y en el otoño para librar las plantas de las heladas, no obran de otra manera.

La direccion de las flechas (figura 19) hará comprender fácilmente la marcha de los rayos caloríficos en estas diversas circunstancias.

Disolucion y cristalizacion.

45. EL AGUA DISUELVE LAS MATERIAS SÓLIDAS. Muchos cuerpos sólidos introducidos en el agua desaparecen sin que el líquido pierda su diafanidad; dícese entonces que el cuerpo está en *disolucion*, y que esta sustancia es *soluble* en el agua. El agua de lluvia que atraviesa la tierra ó que penetra entre las hendiduras de las rocas, se carga de sustancias solubles que encuentra á su paso; así es que las aguas de los manantiales dejan siempre al evaporarse un residuo que contenian

en disolucion. Este residuo, sobre todo cuando está compuesto de cal, se hace insoluble en el agua y forma con frecuencia sobre las paredes de los utensilios, pero sobre todo en las calderas de vapor, incrustaciones que es necesario tener cuidado de destruir, porque son muy peligrosas. Algunos manantiales están de tal modo cargados de sustancias salinas, que basta sumergir en ellos los objetos durante algun tiempo, para que se cubran de incrustaciones. Tales son los manantiales de Carlsbad, en Bohemia, y de Saint-Allyre, en Auvernia.

Las aguas que contienen en disolucion alguna vez en muy pequeña cantidad sustancias capaces de obrar como medicamentos, tales como hierro, azufre, iodo, arsénico, sales, etc., han recibido el nombre de aguas minerales. El agua del mar está muy cargada de materias salinas, y contiene 35 gramos de estas por kilógramo.

46. CUERPOS POCO SOLUBLES. *Experiencia.* Se introduce en un frasco ó en una botella cualquiera de vidrio trasparente 4 á 5 gramos de cal apagada, sobre la que se vierte medio litro de agua; se tapa el frasco, se agita durante algunos instantes y se deja sedimentar el depósito y aclararse el agua. Hecho esto, operando con precaucion, podrá decantarse; es decir, verter cierta cantidad de líquido sin que se enturbie: el agua así obtenida es el *agua de cal.* La cal es poco soluble; 1 parte de cal exige próximamente 800 de agua para disolverse, y si existe un exceso de aquella se deposita en el fondo del líquido: se nota fácilmente, por medio del sabor, que el agua así obtenida tiene cal en disolucion; pues posee un sabor alcalino, un gusto de lejía. Se divide esta agua de cal en dos porciones, de las cuales una, si se conserva en un frasco tapado, quedará perfectamente incolora y no experimentará modificacion alguna; la otra, expuesta al aire en un vaso abierto, se enturbiará, se cubrirá de una película que irá aumentando en espesor, y concluirá por caer al fondo para ser reemplazada por otra. Al cabo de algunos dias, cuando las películas han concluido de producirse y el agua ha que-

dado incolora, podremos convencernos, por medio del gusto, que ya no es calcárea. La cal que estaba en disolucion ha experimentado por el aire una modificacion química que la ha hecho insoluble y se ha precipitado en el fondo del líquido.

47. TORNASOL. *Experiencia.* El tornasol en panes, que se encuentra en el comercio, está compuesto de una materia colorante azul y una parte terrosa que retiene este color. Para preparar una tintura de tornasol se pulverizan próximamente 15 gramos de estos panes, á los que se añaden 2100 gramos de agua; se hierve durante veinte minutos ó media hora: el agua se coloreará de azul subido, mientras que la materia terrosa quedará en suspension. Podria separarse como anteriormente, despues de haberse sedimentado, por decantacion; pero se llega con mas prontitud á este resultado por medio de la filtracion. Con este objeto se corta una hoja de papel sin cola, papel de filtro; un pedazo circular que se dobla primero en dos pedazos, luego en cuatro; se abre uno de los conos así formados, y se aplica á un embudo (figura 20). (1)

Para que el líquido pase con mas rapidez pueden disponerse sobre el embudo cuatros varillas de madera que impidan que el filtro adhiera á las paredes de aquel, el cual se coloca sobre un frasco (figura 21), cuidando introducir un cuerpo resistente, una viruta de madera, una mecha de algodon entre su parte estrecha y el cuello de la botella, con objeto de dar salida al aire. El filtro, que nunca debe llegar hasta el borde del embudo, se humedece antes de echar la sustancia

(1) Se preparan filtros que permiten operar con mas rapidez, y evitan el empleo de varillas sobre el embudo. Para eso, cuando el papel cortado (figura 20) se pliega en dos, se divide este semicírculo en diez y seis dobleces iguales, cada uno alternativamente en un sentido opuesto; de modo que, siendo iguales los diez y seis pliegues, el semicírculo puede cerrarse como un abanico. Hecho esto se separa el papel que se ha doblado y se le hace un doblez entrante á cada una de las dos caras que forman la extremidad del abanico cerrado. Se obtiene así un filtro que tiene treinta y cuatro pliegues, tanto entrantes como salientes; el papel, no estando enteramente adherido al embudo, permite una filtracion muy rápida.

que se quiere filtrar. El papel de filtro debe estar compuesto exclusivamente de filamentos de algodon ó de cáñamo muy entrecruzado, dejando intersticios que permitan pasar á los líquidos, pero que retengan las materias sólidas. En el papel de escribir estos poros están obstruidos por la cola ó el engrudo, lo que le hace impropio para la filtracion.

48. PAPEL DE TORNASOL AZUL. *Experiencia.* Una vez obtenida la disolucion azul, se la coloca en una cápsula y se sumergen en ellas tiras de papel de filtro ó de papel de escribir blanco. Si despues de seco el papel no ha adquirido una tinta bastante subida, se repite la operacion hasta que tenga un color algo pronunciado: el papel así obtenido se conserva en un frasco de boca ancha perfectamente tapado. Sumergido en vinagre, zumo de limon ó cualquier otro ácido, se enrojece, y se tiene de esta manera un medio fácil de reconocer en un líquido la presencia de un ácido libre.

Papel de tornasol rojo. Experiencia. Se opera como anteriormente despues de haber dado al tornasol una tinta roja por medio de algunas gotas de zumo de limon. El papel rojo de tornasol así obtenido servirá para reconocer los cuerpos opuestos á los ácidos, los álcalis, que vuelven azul el papel enrojecido, como puede observarse sumergiéndole en agua de cal ó en la ceniza humedecida.

49. CUERPOS MUY SOLUBLES. *Experiencia.* En 100 centímetros cúbicos de agua fria se va echando por porciones nitro pulverizado, y agitando sin intermision hasta que se disuelva; es necesario emplear 30 gramos, y todo lo que exceda de esta cantidad se depositará en el fondo del vaso, y la disolucion estará saturada en frio. Si se calienta y se sigue añadiendo nitro, será necesario emplear 250 gramos antes que el líquido se haya saturado. Un termómetro sumergido en esta disolucion saturada en caliente é hirviendo se elevará á 110°, mientras que en el agua pura no marcará sino 100°; es decir que *las disoluciones salinas hierven á una temperatura mas elevada y se congelan á una temperatura mas baja que el agua.* Todos los cuerpos solubles en agua se conducen como el nitro, y no pue-

den disolverse sino entre ciertos límites; la mayor parte son mas solubles en caliente que en frio, y algunas lo son menos.

50. CRISTALIZACION. *Experiencia.—Cristalizacion por enfriamiento.* Si se vierte la disolucion obtenida anteriormente en una cápsula de porcelana previamente calentada y se abandona al reposo hasta completo enfriamiento, los 200 gramos de nitro añadidos despues se separarán de nuevo, no bajo la forma de polvo, sino en prismas perfectamente regulares. Estos prismas tienen seis caras y están terminados en forma piramidal (figura 22); estos son cristales de nitro. Cada cristal presenta caras, aristas, ángulos sólidos, como si estuviese formado de pedazos triangulares, cuadrados, hexagonales, ó como si fuera el resultado de la talla. Esta regularidad se halla no solamente en el exterior sino en el interior del cristal, como se observa alguna vez cuando es trasparente y se le hace girar despacio al traves de la luz en todos sentidos, ó tambien dividiéndole en fragmentos, que reproducen con frecuencia en parte ó en totalidad la forma del cristal primitivo. Encontramos, pues, en la naturaleza inorgánica una fuerza misteriosa análoga á la que impulsa á la abeja á construir las células hexagonales, ó que hace producir constantemente á la patata flores pentagonales con cinco estambres. Esta fuerza obliga á las partes infinitamente pequeñas de los cuerpos, llamadas *moléculas*, á agruparse segun ciertas leyes, con el objeto de producir siempre una forma regular y constante. Este agrupamiento no puede tener lugar sino en los cuerpos líquidos y gaseosos, porque solamente en estos casos pueden las moléculas moverse con libertad: ademas hay necesidad de que trascurra cierto espacio de tiempo, porque los cristales son siempre tanto mas regulares cuanto con mas lentitud se han formado. Los hermosos cristales que encontramos en el interior de la tierra acaso hayan empleado miles de años en formarse.

51. CRISTALIZACION INTERRUMPIDA. *Experiencia.* El líquido (aguas madres) en cuyo seno se han obtenido cristales de nitro, se decanta y evapora á una temperatura moderada hasta

que se forme una película salina en la superficie; se la separa entonces del fuego y se agita con una varilla de vidrio ó de madera hasta el enfriamiento; de esta manera se obtendrán tambien cristales, pero tan sumamente pequeños, que no podrá distinguírseles sino con el auxilio de un lente; forman el nitro en polvo. El líquido sometido al experimento era una disolucion de nitro saturada en frio, y que contenia próximamente 30 gramos de esta sal. Por evaporacion se ha eliminado el agua hasta el punto de no conservar mas que la cantidad necesaria para contener el nitro en disolucion en caliente; así es que se ve formarse en la superficie, donde el líquido se enfria, una película salina que indica el estado de saturacion. Si se dejase la disolucion enfriarse como anteriormente, todavía se obtendrian cristales; pero agitando el líquido se impedirá la aglomeracion de estos cristales ó se romperán en el momento de su formacion, y se obtendrá un polvo tanto mas tenue cuanto mas rápida haya sido la agitacion: la cristalizacion habrá sido interrumpida. Se encuentra un ejemplo de esto en la fabricacion del azúcar cuya solucion, enfriada tranquilamente, produce el azúcar cande, mientras que por agitacion da el azúcar blanca que se divide en panes.

52. CRISTALIZACION POR EVAPORACION. *Experiencia.* Se coloca en agua hirviendo tanta sal marina pulverizada como pueda disolver; se la deja enfriar y no tiene lugar la cristalizacion, porque la sal marina es casi tan soluble en frio como en caliente. Si despues se evapora rápidamente, bien sea con la lámpara de alcohol ó por medio del carbon, una parte de esta solucion, mientras que la otra, expuesta en un sitio templado, se abandona á una evaporacion lenta, se obtendrán en el primer caso granos de sal irregulares, al paso que en el segundo se formarán cristales cúbicos bien definidos, al cabo de algunos dias.

53. SEPARACION POR LA CRISTALIZACION. *Experiencia.* Si se disuelve, en cierta cantidad de agua tibia partes iguales de sal marina y nitro, y se expone la solucion en un sitio caliente, de modo que se evapore el agua, se verán las dos sa-

les, que estaban íntimamente mezcladas en el líquido, separarse de la manera mas completa. El nitro cristalizará en largas agujas ó prismas como cuando estaba solo, y no contendrá indicios de sal marina; la sal, por otra parte, se depositará en cubos exentos de nitro. En este caso no se ha manifestado atraccion de una sal para otra, y se separan al evaporarse el agua en cristales regulares, como si no hubiese mas que una sal en disolucion.

54. AGUA DE COMBINACION. En nuestras latitudes el agua no pasa al estado sólido sino á los meses de invierno, y forma entonces, ya sea en la nieve ó el hielo, cristales de una perfecta regularidad. Se encuentra, sin embargo, tambien al estado sólido en una infinidad de cuerpos en que á primera vista no se supondria su existencia; por ejemplo, 1 kilógramo de orin de hierro contiene 252 gramos de agua; un kilógramo de cal apagada 243; un kilógramo de yeso 209. Esta agua está combinada químicamente con esos cuerpos, para los que tiene una gran afinidad. Las combinaciones del agua con ciertos cuerpos se llaman *hidratos*; entra la constitucion de muchas sales cristalizadas; ejemplo de ello nos presenta la sal de Glaubero.

Experiencia. Si se exponen á un calor suave 20 gramos de sal de Glaubero cristalizada, perderá rápidamente su trasparencia, se eflorecerá, reduciéndose á un polvo blanco que pese apenas 10 gramos. No se ha desprendido mas que agua, y sin embargo los cristales de sal de Glaubero han perdido al mismo tiempo su forma y su trasparencia, que debian á la presencia del líquido. El agua necesaria para la formacion de los cristales en ciertas sales ha recibido el nombre de *agua de cristalizacion*. Los cristales de nitro ó sal marina sometidos al mismo tratamiento no disminuyen de peso y no pierden ni su forma ni su trasparencia; no contienen agua de cristalizacion.

Composicion del agua, descubierta por Lavoissier en 1783.

55. LA ELECTRICIDAD Y EL AGUA. Ademas de la electridad cuya manifestacion poderosa se verifica en los relámpagos y que en pequeño podemos producir por el rozamiento de unos cuerpos sobre otros, existe otra de diferente género, cuyos efectos se manifiestan de una manera permanente y sin sacudimientos; es el galvanismo, llamado así por haber sido Galvani su descubridor. Se distinguen hoy estos dos géneros de electricidad, aunque en realidad no sean sino las manifestaciones diversas de una fuerza única. Se llama electricidad estática la que se desenvuelve en los cuerpos por el roce, se acumula en ellos y sale con ruido bajo la forma de chispas; y electricidad dinámica, la que generalmente se produce por reacciones químicas y da lugar á las corrientes eléctricas. Esta última ha llegado á tener una gran importancia en química, porque permite aislar una porcion de elementos de sus combinaciones. La electricidad dinámica descompone el agua con mucha facilidad, y se la puede obtener en una porcion de circunstancias porque se produce siempre que hay descomposicion ó combinacion química; resulta tambien con mucha frecuencia del simple contacto de dos cuerpos, ya sean sólidos, líquidos ó gaseosos. Uno de los mas antiguos aparatos galvánicos es la pila de Volta (fig. 23) en que la electricidad se desarrolla por el contacto de dos metales diferentes, generalmente zinc y cobre. Una placa de zinc recubierta de una capa de cobre forman un par. Se reunen cierto número de estos pares y se colocan unos debajo de otros, todos en la misma posicion, separados entre sí por un pedazo de paño

impregnado de agua salada, dispuestos de modo que siendo la placa inferior de zinc la que termina la columna, en la parte superior sea siempre de cobre, y recíprocamente. El zinc y el cobre colocados en las dos extremidades forman los dos polos. El polo zinc produce la electricidad positiva +, y el polo cobre la negativa —, cuando la pila está aislada del suelo por vidrio, resina ó madera. Se colocan en las dos extremidades hilos metálicos (conductores) generalmente de cobre, por cuyo medio se lleva la corriente eléctrica al sitio donde quiere aplicarse. Si se aproximan estos dos hilos á corta distancia se producen chispas; la corriente galvánica se manifiesta, como la electridad de la máquina eléctrica, por una produccion de luz.

Para descomponer el agua con esta pila, se ata un hilo de platino á la extremidad de cada uno de los conductores; estos hilos de platino penetran en un vaso lleno de agua, y sobre cada uno de ellos se invierte un pequeño tubo de ensayo tambien lleno de agua. Se formarán inmediatamente sobre cada hilo de platino pequeñas burbujas de gas que se reunirán en el tubo desalojando al agua: el hilo que comunica con el polo zinc (+) contendrá la mitad menos de gas que el otro, y este gas recogido en el tubo avivará la combustion en una cerilla aunque no tenga mas que un punto en ignicion; es el oxígeno (O); el gas recogido sobre el polo cobre (—), por el contrario, apagará un cuerpo inflamado, pero podrá arder él, y es el hidrógeno (H). He aquí, pues, los elementos del agua; vemos que está compuesta de un volúmen de oxígeno y dos volúmenes de hidrógeno; un volúmen de agua producirá por la descomposicion muchos miles de volúmenes de estos dos gases.

METALOIDES.

PRIMER GRUPO.

Oxígeno (O).

Equivalente = 8 ó 100. Densidad = 1,1057.

Descubierto en 1774, casi al mismo tiempo por Priestley y por Scheele.

56. Para obtener una cantidad notable de oxígeno por la descomposicion del agua, hay que servirse de aparatos eléctricos de una fuerza considerable; se produce con mas facilidad por procedimientos químicos tales como los siguientes:

Experiencia. En un tubo bastante largo y de vidrio espeso se introducen 13,gr.5 de óxido mercúrico; despues se le adapta un corcho atravesado por un tubo de doble curvatura (figura 25), que una de sus extremidades se sumerge en un vaso lleno de agua. Se suspende el tubo por medio de un bramante ó un hilo de hierro, ó mejor todavía se le fija en un sosten, instrumento de madera formado de un pié y un vástago vertical, sobre el que gira una pinza de presion que sostiene el tubo de desprendimiento como indica la figura. Dispuesto así el aparato, se calienta el tubo con mucha precaucion hasta

que el óxido haya desaparecido; este cuerpo, de rojo que era, quedará negro, y al mismo tiempo se desprenderán por la extremidad del tubo burbujas de gas que se recogerán en un frasco pequeño. Para recoger este gas hay necesidad de llenar exactamente el frasco de agua, tapar la boca con el dedo ó la mano, é invertirle en el agua sobre la extremidad del tubo de desprendimiento: las burbujas de gas, en virtud de su ligereza, se elevarán hacia la parte superior del frasco, en donde desalojarán al agua. Cuando el frasco está lleno de gas, se le tapa herméticamente debajo del agua; y para evitar toda pérdida, se coloca invertido en una copa llena de agua. Se pone de la misma manera un segundo frasco, un tercero, etc., hasta que ya no se desprende gas. Las primeras burbujas que salen son aire dilatado por el calor y expulsado del aparato; poco despues se desprende el oxígeno, una de las partes constitutivas del bióxido de mercurio. Se reconoce con facilidad este gas, introduciendo en una campana que le contenga una cerilla que no tenga mas que un punto incandescente; se inflama y arde con una llama muy viva. Mientras dura el desprendimiento de oxígeno, se ven depositarse en el tubo pequeñas gotitas con reflejo metálico; es el mercurio, que en combinacion con el oxígeno formaba el bióxido de mercurio. Cuando este se haya descompuesto por completo, se separará el tubo del agua, se dejará enfriar, y por medio de las barbas de una pluma se hará caer al fondo el mercurio que se haya adherido á las paredes; si no ha habido pérdida por volatilizacion, pesará 12,gr.5, y el gramo que falta representa el peso del oxígeno desprendido. El polvo rojo que acaba de descomponerse era por consiguiente el resultado de la combinacion de un metal con un gas; dos cuerpos que tienen entre sí poca analogía. Si se les vuelve á poner en presencia en determinadas circunstancias, se combinan de nuevo para formar el óxido rojo, sustancia en la que, á primera vista, no se supondria la existencia del mercurio ni la del oxígeno, cuyos caractéres han desaparecido totalmente.

57. INFLUENCIA DEL CALOR EN LAS COMBINACIONES QUÍMICAS. Esta experiencia hace ver que el calor por sí solo puede operar la separacion de dos cuerpos químicamente combinados. Puede explicarse de la manera siguiente: la afinidad química no puede actuar sobre los cuerpos sino cuando se encuentran en contacto íntimo, cuando las moléculas que les constituyen se tocan; un calor moderado facilita con frecuencia esta aproximacion: una temperatura demasiado elevada, por el contrario, tiende á destruir la afinidad, dilatando los cuerpos; es decir, alejando demasiado unas moléculas de otras. A la temperatura ordinaria, las moléculas de mercurio y de oxígeno se hallan lo suficientemente aproximadas para que la afinidad química pueda mantenerlas en combinacion; pero dilatadas por el calor, llegará un momento en que estarán bastante separadas unas de otras para que sea destruida la afinidad: los dos cuerpos se separarán, y tanto mas fácilmente, cuanto que tienen una tendencia á tomar el estado gaseoso.

58. COMBUSTION EN EL OXÍGENO. *Experiencia.* Si se sumerge en un frasco que contenga oxígeno una varilla de madera incandescente en un extremo, se la verá inmediatamente inflamarse, consumirse con rapidez y despues apagarse. El mismo fenómeno tiene lugar con un pedazo de yesca encendida: arderá con una luz viva, mientras que al aire, su combustion es muy lenta. Es que el oxígeno á cierta temperatura posee una gran afinidad para los elementos de la madera y de la yesca, con los que se combina enérgicamente, produciendo un desprendimiento de calor y luz. En el momento que todo el oxígeno ha entrado en combinacion, la combustion cesa; la madera quemada, es decir, combinada con el oxígeno, se encuentra en el frasco bajo la forma gaseosa; es impropia para la combustion, y los cuerpos encendidos que en él se introducen se apagan rápidamente. Si se agita el frasco, ó mejor todavía si se llena de agua para vaciarle inmediatamente, se habrán desalojado los gases resultantes de la combustion, que serán reemplazados por aire atmosférico que contiene

oxígeno, y un fragmento de madera encendido continuará quemándose durante cierto tiempo. La combustion, sin embargo, será mucho mas lenta y dará una luz mucho menos viva que en el oxígeno, porque este gas no entra sino por una quinta parte en la composicion del aire atmosférico.

59. PREPARACION DEL OXÍGENO POR EL CLORATO POTÁSICO. *Experiencia.* Para obtener cantidades de oxígeno mas considerables, se introducen en el aparato anterior ocho gramos de clorato potásico y se calienta del mismo modo; la sal entrará en fusion y parecerá como que hierve al poco tiempo. Entonces se modera un poco la llama de la lámpara con objeto de que el líquido no se eleve demasiado en el tubo. Si hacia el fin de la operacion se solidifica en la parte superior, se aproximará la llama para hacerle caer al fondo del tubo. El gas se recoge en frascos que contienen próximamente medio litro, en los que se dejará unos veinte centímetros cúbicos de agua; en el momento en que cesa el desprendimiento, se separa el aparato del agua. El desprendimiento gaseoso será mucho mas rápido, y la operacion mas fácil, si se tiene el cuidado de mezclar al clorato potásico la mitad ó tercera parte de su peso de peróxido de manganeso.

60. CUBA HIDRONEUMÁTICA. Como sería muy incómodo cuando se quieren recoger gases tener constantemente los frascos en la mano, se evita este inconveniente cortando una pizarra ó lámina de plomo de diez centímetros de ancha, y una longitud suficiente para que pueda descansar sobre las paredes inclinadas del vaso, á algunos centímetros por bajo de la superficie del agua (figura 26). En medio de esta plancheta se practica un orificio, bajo el cual está colocada la extremidad del tubo de desprendimiento, mientras que el frasco se halla invertido y apoyado por su cuello en la abertura misma de la plancheta. Con esto se tendrá una cuba de agua muy sencilla y propia para la manipulacion de los gases.

61. GASÓMETRO. Para recoger y conservar cantidades de gas bastante considerables, nos servimos en los laboratorios de un aparato que ha recibido el nombre de *gasómetro.* La fi-

gura 27 representa uno en el momento en que el gas está introducido en él: con este objeto se principia por llenar de agua el gasómetro por medio de un embudo y abriendo las dos llaves, al paso que se tendrá cuidado de tapar la tubulura que se encuentra en la parte inferior del vaso: cuando este se halla lleno de agua y las dos llaves cerradas, se abre la tubulura inferior, por donde el agua no puede salir á causa de la presion atmosférica; se enlaza un poco antes con esta abertura el tubo que conduce el gas; este va á parar á la parte superior del aparato y desaloja el agua; luego que el gasómetro está lleno, se tapa herméticamente. Para separar el gas hay necesidad primero de llenar de agua el embudo, abrir la llave colocada debajo, despues la segunda llave, provista de un tubo de vidrio ó de caoutchouc: se tendrá de este modo una corriente contínua de gas, que podrá recogerse fácilmente sobre la cuba de agua. Para que fuera mas fácil comprender los detalles del aparato, se ha representado de vidrio en la figura; de ordinario es de zinc, ó mejor todavía de cobre; pero la disposicion es la misma.

62. CANTIDAD DE OXÍGENO OBTENIDA CON EL CLORATO DE POTASA. Los ocho gramos de clorato de potasa introducidos en el tubo contienen al estado de combinacion tres gramos de oxígeno que se desprenden bajo la influencia del calor. El bióxido de mercurio, no conteniendo sino 8 por 100 de oxígeno, dará para el mismo peso una cantidad de este gas cinco veces menor que el clorato de potasa. Recogido en frascos de medio litro, el gas desprendido (experiencia 59) debería teóricamente llenar cuatro de estos, es decir, dos litros; pero no se obtiene esta cantidad, porque la descomposicion es rara vez completa.

El clorato de potasa, cuando está finamente pulverizado, sobre todo si contiene una materia combustible, carbon, azúcar, azufre, etc., ó cuando se pone en contacto con el ácido sulfúrico, puede dar lugar á explosiones peligrosas; en la experiencia que hemos descrito es inútil pulverizar la sal y no hay que temer peligro alguno. La experiencia siguiente

demostrará con claridad la trasformacion experimentada por el clorato de potasa mediante la accion del calor.

Trasformacion del clorato de potasa. Experiencia. Se trata por agua caliente el residuo que queda en el tubo de ensayo, despues de la experiencia 59, hasta disolverle. La disolucion, expuesta en un sitio caliente, se evaporará con lentitud y dejará depositar cristales cúbicos (cloruro de potasio). El clorato de potasa estaba cristalizado en láminas; despues de haber sido calentado, cristaliza en cubos; esta diferencia en la forma cristalina nos indica ya que ha habido una modificacion en este cuerpo; y en efecto, la sal que queda no contiene oxígeno, como puede verse por la ecuacion siguiente. El clorato de potasa está compuesto de:

Acido clórico y potasa.	Oxígeno....	Oxígeno desprendido.
	Cloro.....	
	Oxígeno....	Clor.º de potasio (que queda en el tubo).
	Potasio.....	

63. COMBUSTION DEL CARBON. *Experiencia.* En el extremo de un alambre de hierro se fija un fragmento de carbon de encina, que se aproxima á la llama de una bujía y se sumerge inmediatamente en un bocal lleno de oxígeno: el carbon arderá, proyectando una luz muy viva. Despues de apagado se separa, y se introduce en el frasco una banda de papel azul de tornasol (48) humedecida: tomará al punto una tinta rojo-vinosa. La combustion del carbon ha dado orígen á un ácido que se llama ácido carbónico: para conservarse, es necesario que el bocal esté bien tapado, se agite y se coloque de costado.

64. COMBUSTION DEL AZUFRE EN EL OXÍGENO. *Experiencia.* (Figura 28.) Se pone en el extremo de un alambre de hierro un poco mas largo que en la experiencia anterior una mecha impregnada de azufre que se introduce en el bocal despues de haberla encendido: arderá con una hermosa llama azul. El gas que queda en el frasco despues de la combustion del

azufre tiene un olor sofocante y provoca la tos, enrojece inmediatamente el papel de tornasol, y constituye tambien un ácido; el *ácido sulfuroso*. Se tapa el matraz y se conserva con el anterior para las experiencias ulteriores.

COMBUSTION DEL FÓSFORO EN EL OXÍGENO. *Experiencia.* (Figura 29.) En un pedazo de creta sostenido por un hilo de hierro fijo á una plancheta ó un pedazo de corcho plano, se practica una cavidad en forma de cápsula y se coloca en ella un pedazo, como un guisante cuando mas, de fósforo partido en pedazos debajo del agua por razon de su inflamabilidad, desecado despues rápidamente sin contacto con los dedos entre dos hojas de papel de filtros. Se introduce la capsulita de creta así dispuesta en el bocal, de modo que se encuentre un poco mas cerca del fondo que de la boca. Si entonces se toca con un hilo de hierro calentado el fragmento de fósforo, este último se quemará y arderá con un brillo extraordinario, al mismo tiempo que el bocal se llenará de abundantes vapores blancos, resultado de la combinacion del fósforo con el óxigeno; enrojecen el papel azul de tornasol porque están formados por un ácido, al que se ha dado el nombre de ácido fosfórico. Al cabo de algun tiempo se los verá desaparecer; se disolverán en el agua, que tendrá un gusto considerablemente ácido.

66. ÁCIDOS. Del mismo modo que el carbon, azufre y fósforo, muchos cuerpos simples desprovistos de sabor, como los dos primeros, adquieren propiedades ácidas, combinándose con el oxígeno, el cual por esta razon ha sido denominado con dos palabras griegas que significan *engendrador de ácidos*. De aquí se derivan tambien las palabras oxidar y óxido; la primera se aplica al hecho mismo de la combinacion de los cuerpos con el oxígeno; la segunda á la sustancia que resulta de esta combinación. Los ácidos del género de los que se han producido en las experiencias anteriores se llaman oxácidos, para distinguirlos de otro género de ácidos en donde no entra el oxígeno.

67. SODIO Y OXÍGENO. *Experiencia.* (Figura 30.) Si se fija

al extremo de un hilo de hierro un fragmento de sodio metálico y se suspende durante algunas horas en un frasco lleno de oxígeno, se trasformará en una materia blanca muy soluble en el agua. La solucion tendrá un gusto de lejía; será alcalina como el agua de cal, y no poseerá influencia sobre el papel azul de tornasol; pero devolverá su color al enrojecido: se ha formado una combinacion que se considera como opuesta á los ácidos, y que se llama óxido de sodio. La solucion se conserva para otras experiencias.

El sodio tiene una afinidad tal para el oxígeno que se combina rápidamente con él cuando se le deja expuesto al aire; así es que hay necesidad de conservarle en el seno de un líquido en cuya composicion no entre el oxígeno; generalmente se usa el aceite de nafta.

68. HIERRO Y OXÍGENO. (Figura 31.) Se arrolla un hilo de hierro delgado sobre un cilindro de madera hasta formar una hélice cuya parte superior se fija en una lámina ó pedazo de corcho, como se ha dicho en el párrafo 65; en la extremidad inferior se coloca un pedazo de yesca, que se inflama; se sumerge con rapidez la hélice en el oxígeno; el calor desarrollado por la combustion de la yesca enrojece el hierro, que continuará quemándose y arrojando chispas, porque á esa temperatura el hierro se combina vivamente con el oxígeno. El metal quemado ú oxidado (batiduras) se funde, y los glóbulos que se destacan están tan calientes que se incrustan en el vidrio del fondo del frasco á pesar de la capa de agua que atraviesan; el calor es producido, como en los casos anteriores, por la combinacion química. El óxido de hierro es insoluble, y por esa razon no tiene influencia sobre el papel de tornasol rojo ó azul; si fuese soluble, se conduciria como el sodio y volveria azul el papel enrojecido.

69. BASES. Las combinaciones oxigenadas que no tienen reaccion ácida, sino que, por el contrario, se conducen como los óxidos de sodio ó de hierro, han recibido el nombre de bases ú óxidos básicos. La mayor parte resultan de la combinacion de los metales con el oxígeno.

70. LEY DE LAS COMBINACIONES QUÍMICAS. Las experiencias anteriores sobre la oxidacion conducen naturalmente á esta pregunta: ¿cuánto oxígeno del contenido en el frasco han necesitado para quemarse el carbon, azufre, etc.? A la que puede contestarse: cantidades diferentes para cada una de las sustancias.

Suponiendo que haya habido 8 decígramos de oxígeno en cada frasco, lo que es muy posible, se encontrará que la combinacion se ha verificado entre

8 decíg. de oxígeno y		3 decíg.	de carbon para		formar	11	de ácido carbónico.
8	—	8	—	de azufre	—	16	de ácido sulfuroso.
8	—	6,4	—	de fósforo	—	14,4	de ácido fosfórico.
8	—	23	—	de sodio	—	31	de óxido de sodio.
8	—	21	—	de hierro	—	29	óxido hier. magnet.

8 — se combinan con un decígramo de hidrógeno y forman 9 decígramos de óxido de hidrógeno ó agua.

El ácido carbónico puede obtenerse por muchos procedimientos; pero siempre contendrá 3 partes de carbon para 8 de oxígeno: la misma regularidad se observa en las demas combinaciones del oxígeno, y en general en todas las combinaciones químicas definidas. Es una ley de la naturaleza *que las combinaciones químicas se verifican en relaciones determinadas é invariables de volúmen ó peso.*

71. NEUTRALIZACION. SALES. *Experiencia.* El líquido del frasco (65) ha enrojecido el papel azul de tornasol; tenia un sabor ácido: el del frasco (67), por el contrario, ha devuelto el color azul al papel enrojecido; tenia un gusto lixivial y era alcalino. Si se vierte, primero con lentitud, despues gota á gota, el líquido que azulea en el que enrojece el tornasol y se introducen en él con frecuencia papeles coloreados, llegará un momento en que ni el papel rojo ni el azul cambiarán ya de color; el sabor no será ácido ni alcalino, pero tendrá un gusto débilmente salado: será neutro. El ácido fosfórico se ha combinado con el óxido de sodio, y ha resultado de esta

union un cuerpo que no tiene analogía con los dos de que está formado. Para convencerse de eso basta exponer el líquido obtenido en un sitio caliente hasta que el agua se haya evaporado; se verá el cuerpo nuevo depositarse bajo la forma de pequeños cristales. Una combinacion de este género formada por un ácido y una base es una sal. La que se ha obtenido en esta experiencia, el fosfato sódico, es una sal soluble; puesta en el agua desaparece sin dejar resto alguno visible de su presencia.

72. SAL INSOLUBLE. *Experiencia.* Si en el frasco que contiene el ácido carbónico producido en la experiencia 63 se vierte agua de cal (46) y se le dan algunas sacudidas, el líquido se pondrá lechoso, y pasado un momento se depositará un polvo blanco. Siendo la cal una base análoga al óxido de sodio, se combinará con el ácido carbónico, y las propiedades ácida y básica de los dos cuerpos serán neutralizadas: se formará una sal (el carbonato de cal ó creta) insoluble en agua, de la cual se separa precipitándose. Se notará con facilidad durante la experiencia la desaparicion del ácido carbónico, porque la mano con que se tapa la boca del frasco será fuertemente atraida hacia el interior, y al separarla se producirá una entrada rápida de aire para reemplazar el gas absorbido.

73. SAL POCO SOLUBLE. *Experiencia.* El mismo fenómeno tendrá lugar si se vierte el agua de cal en el frasco que contiene el resultado de la experiencia 64; no se notará olor picante de ácido sulfuroso, sino que estará combinado con la cal. La sal formada de este modo (sulfito cálcico) es muy poco soluble en el agua.

74. SAL DE HIERRO. *Experiencia.* En el frasco que ha servido para la combustion del hierro (68) se echan 5 ó 6 gramos de ácido sulfúrico; el agua se calienta ligeramente, y despues de un contacto prolongado y frecuentes sacudidas, el óxido de hierro formado desaparece en parte. Aquí tambien se produce una sal; el óxido de hierro, que es una base, se combina con el ácido sulfúrico, y el líquido se colorea en amarillo por la sal de hierro disuelta.

75. DIFERENTES GRADOS DE OXIDACION.—OZONO. El oxígeno se combina con todos los elementos en proporciones diferentes para cada uno de ellos; pero siempre en cantidad invariable y determinada de antemano. La cantidad de oxígeno fijada por los cuerpos puede variar segun las circunstancias en que tiene lugar la combinacion; es mayor en general bajo la influencia del calor, y frecuentemente tambien cuando el oxígeno está puro y en exceso. Se ha notado que el oxígeno que queda durante algun tiempo en contacto con fósforo húmedo, ó á traves del que se ha hecho pasar chispas eléctricas, adquiere una propiedad oxidante mucho mas enérgica que la que posee en su estado ordinario. Esta propiedad es debida á la presencia de una pequeñísima cantidad de oxígeno, en un estado particular todavía poco conocido; se ha dado el nombre de ozono á este gas, que puede obtenerse tambien descomponiendo el agua por la pila, ó tambien por una reaccion química, descomponiendo el bióxido de bario por el ácido sulfúrico monohidratado.

Muchos cuerpos absorben bajo la influencia del calor cantidades de oxígeno mayores que á la temperatura ordinaria, aun en otras muchas circunstancias. Esta absorcion mas ó menos grande de oxígeno se hace siempre en proporciones determinadas; produce los diferentes grados de oxidacion, y da orígen con los mismos elementos á sustancias dotadas de propiedades diferentes.

76. GRADOS DE OXIDACION DE LOS ÁCIDOS. El azufre se combina con el oxígeno y forma el ácido sulfuroso, cuando arde en aquel gas puro ó en el aire; expuesto durante largo tiempo al aire, y mejor todavía en otras circunstancias que estudiaremos despues, absorberá la mitad mas de oxígeno y pasará al estado de ácido sulfúrico.

El fósforo que arde con llama en el aire ó en el oxígeno, produce el ácido fosfórico; pero si en lugar de inflamarle se le deja consumir lentamente en un sitio húmedo, se formará ácido fosforoso, que no contiene sino $\frac{3}{5}$ de oxígeno del ácido fosfórico.

De manera que en estos ejemplos se ha adoptado la terminacion en *ico* para el adjetivo del ácido mas oxigenado, y la en *oso* para el que contiene menos oxígeno. Cuando se encuentran mas de dos ácidos oxigenados para ciertos cuerpos, ha habido precision de designarles con un nombre especial que recuerde su orígen; para eso se ha puesto la partícula *hipo* (debajo) antes del adjetivo que termina en *oso*, cuando el ácido tenia un grado de oxidacion inferior á los ya conocidos; y antes del adjetivo que termina en *ico*, cuando el grado de oxidacion era intermediario; la partícula *hiper* (sobre), ó simplemente *per*, se añadió antes del adjetivo que terminaba en *ico*, para el ácido mas oxigenado.

Un ejemplo hará fácilmente comprender el órden adoptado: nos serviremos de combinaciones formadas por el cloro y el oxígeno; nos ofrecen, con referencia á esta cuestion, la serie mas completa:

Acido	hipocloroso	que contiene	1	de oxígeno.
—	cloroso	—	3	—
—	hipoclórico	—	4	—
—	clórico	—	5	—
—	hiperclórico	—	7	—

77. GRADOS DE OXIDACION DE LAS BASES. Ademas del bióxido de mercurio (56) existe otra combinacion, de color negro, de este metal con el oxígeno, en la cual este cuerpo entra por una cantidad la mitad menor: esto sucede para otros muchos metales. Cuando no se conocian sino dos grados de oxidacion de los metales, se llamaba protóxido el menos rico en oxígeno, y peróxido el que contenia la mayor proporcion de este gas; pero despues que se descubrieron, para los óxidos como para los ácidos, grados de oxidacion múltiples, fue necesario tambien aplicarles nombres. En los óxidos, la relacion entre las cantidades progresivas de oxígeno es $1:1\frac{1}{2}:2:3$; se ha añadido á la palabra óxido otra voz que exprese estas relaciones; así es que se dirá protóxido, sexquióxido, deutóxido

ó bióxido, trióxido de un metal. Los grados mas elevados de oxidacion de los metales no se conducen ya en general como las bases; se les llama alguna vez peróxidos, y suelen ser con frecuencia verdaderos ácidos.

78. EL OXÍGENO SE COMBINA EN RELACIONES SENCILLAS. Si se comparan entre sí las diferentes cantidades de oxígeno con las que un mismo cuerpo puede combinarse, se encontrará siempre una relacion sencilla; por ejemplo:

Acidos sulfuroso y sulfúrico.....	:: 2 : 3
Acidos fosforoso y fosfórico.....	:: 3 : 5
Protóxido y bióxido de mercurio.....	:: 1 : 2
Protóxido y sexquióxido de hierro.....	:: 2 : 3

Esta simplicidad en las relaciones existe no solo para los óxidos, sino para todas las combinaciones químicas.

79. OXÍGENO DEL BIÓXIDO DE MANGANESO. Los metales, á un grado elevado de oxidacion, abandonan fácilmente una parte de su oxígeno, cuando se someten á una gran temperatura ó en presencia de ciertos ácidos. El peróxido mas esparcido en la naturaleza y tambien uno de los mas conocidos, es el *bióxido de manganeso*: sirve para la preparacion en grande del oxígeno; para lo cual se calcinan al rojo grandes cantidades en una botella de hierro forjado. Descompuesto por solo el calor, el bióxido de manganeso abandona $\frac{1}{3}$ de su oxígeno, y queda una combinacion de sexquióxido y de protóxido de manganeso; calentado, por el contrario, con el ácido sulfúrico, el bióxido de manganeso abandona la mitad de su oxígeno, y queda protóxido combinado con el ácido sulfúrico, con el cual forma una sal.

80. AIRE VITAL. El oxígeno es indispensable á todo ser viviente: si el aire que entra en los pulmones no contuviese oxígeno ó no contuviese bastante, habria asfixia. Los químicos por esta razon le han dado el nombre de aire vital. Se le ha llamado tambien aire de fuego cuando se reconoció que la combustion no era otra cosa mas que un fenómeno de oxida-

cion con el oxígeno del aire. El símbolo del oxígeno es O, la primera letra de su nombre. Se ha convenido, para abreviar, el designar cada cuerpo por una letra, que de ordinario es la primera de su nombre latino; cuando muchos nombres tienen la misma inicial, se añade como medio de distincion otra letra minúscula, generalmente la primera, la segunda ó la tercera despues de la inicial.

Hidrógeno (H).

Equivalente = 1 ó 12,5. Densidad = 0,069.

Descubierto al principio del siglo XVIII, sus propiedades han sido señaladas y estudiadas por Cavendisch en 1766.

81. DESCOMPOSICION DEL AGUA POR EL SODIO. *Experiencia.* Se hierve agua durante un cuarto de hora próximamente para expulsar el aire, y se deja enfriar en un vaso tapado; se coloca un una cuba de pequeñas dimensiones y se llena igualmente un tubo de ensayo que se tapa en seguida con el dedo para invertirlo en el agua. Si se introduce rápidamente debajo de este tubo un fragmento de sodio del grueso de una lenteja, colocado en el extremo de un hilo de hierro (figura 32), el metal se desprenderá del hilo y se elevará en el tubo, porque es mas ligero que el agua; al mismo tiempo tendrá lugar un abundante desprendimiento de gas, que desalojará en breve el agua del tubo. Este gas es el hidrógeno, que en el agua estaba en combinacion con el oxígeno. Hemos visto (67) que el sodio tiene una gran afinidad para el oxígeno; en efecto, esta afinidad es tan enérgica que el oxígeno es desalojado del agua y el hidrógeno puesto en libertad. Antes de separar el tubo del agua se le tapa con el dedo; luego despues de haberle invertido, si se destapa cerca de la luz de una bujía,

se verá producirse una llama acompañada alguna vez de un ligero ruido, porque el hidrógeno es un gas combustible. Un papel de tornasol enrojecido aplicado á las paredes húmedas de este tubo, azuleará: se ha formado óxido de sodio, como ha tenido lugar anteriormente cuando el metal estaba expuesto al aire ó en el oxígeno; este óxido se encuentra en disolucion en el agua.

82. DESCOMPOSICION DEL AGUA POR EL HIERRO ENROJECIDO. La descomposicion verificada por el sodio á la temperatura ordinaria tiene lugar con el hierro cuando está calentado al rojo. A traves de un cañon de fusil abierto por las dos extremidades, lleno de puntas de Paris y calentado hasta el rojo (figura 33), se hace pasar una corriente de vapor hirviendo producido por el agua contenida en una retorta *a* adaptada al tubo de hierro. A esta temperatura, el metal formará con el oxígeno del agua óxido de hierro magnético (batiduras); el hidrógeno se desprenderá y podrá recogerse en campanas ó frascos. Es la experiencia clásica por medio de la que Lavoissier demostró, hace unos ochenta años, que el agua no es un cuerpo simple, sino que es el resultado de la combinacion de dos gases; el oxígeno y el hidrógeno.

83. DESCOMPOSICION DEL AGUA POR EL HIERRO EN PRESENCIA DEL ÁCIDO SULFÚRICO. La descomposicion del agua por el hierro se verifica á la temperatura ordinaria cuando este metal se encuentra en presencia de un cuerpo que tenga una gran afinidad para el óxido de hierro. Es lo que tiene lugar cuando el hierro se encuentra en contacto con el agua en presencia del ácido sulfúrico.

Experiencia. En un frasco de regulares dimensiones se introducen 10 gramos de limaduras de hierro ó puntas de Paris; se echa decílitro y medio de agua próximamente hasta la mitad del frasco, y despues se añaden 20 gramos de ácido sulfúrico; se cierra entonces el frasco con un tapon por el que atraviesa un tubo de desprendimiento que se sumerge en un baño hidroneumático (figura 34). Al momento se verán formarse burbujas de gas; luego producirse una efervescen-

cia en el frasco, en el cual se calentará el líquido. La efervescencia es debida al desprendimiento de hidrógeno que sale á traves del tubo abductor. Cinco minutos despues que el gas haya empezado á desprenderse podrá recogerse sobre el baño en frascos, exactamente como se hace para el oxígeno.

Es indispensable, en las experiencias en que se produce un desprendimiento de hidrógeno, no recoger ó no encender este gas sino despues que todo el aire haya sido expulsado del frasco; de otro modo se expondria el operador á violentas explosiones.

84. MEZCLA DE ÁCIDO SULFÚRICO Y AGUA. *Experiencia.* El ácido sulfúrico introducido en el agua produce siempre un aumento de temperatura, y este aumento será todavía mas considerable si es el agua la que se vierte en el ácido. Esta produccion de calor puede producir alguna vez la ruptura del frasco en que se mezclan estos cuerpos. Para evitar este accidente se prepara con frecuencia la mezcla de antemano; se hace entonces uso de un vaso de paredes delgadas enfriado en la parte exterior (figura 35). El agua se introduce primero en el vaso, y se va añadiendo poco á poco el ácido sulfúrico, agitando constantemente con una varilla de vidrio. La mezcla, despues de fria, se conservará para las experiencias: constituye el ácido sulfúrico diluido, que no se calentará ya cuando se le ponga en contacto con nueva cantidad de agua.

85. EXPERIENCIAS CON EL HIDRÓGENO. *Experiencia a.* Se inflama el hidrógeno destapando el frasco, en el que se vierte al mismo tiempo agua (figura 36). El agua no extingue la llama, sino que, por el contrario, la activa, desalojando el gas del frasco, en cuyo interior el hidrógeno no arderá, porque hay necesidad para eso del contacto del aire atmosférico.

El hidrógeno es mas ligero que el aire. Experiencia b. Se destapa un frasco lleno de hidrógeno y se coloca encima de él una vasija de vidrio por espacio de un minuto próximamente; si despues se aproxima á esta una luz, producirá llama acompañada de una pequeña detonacion. Como se ve, el gas se ha elevado desde el frasco á la vasija, y es por consiguiente

mas ligero que el aire atmosférico. En cuanto al frasco, no conviene aproximarle inmediatamente una luz; porque si quedase algo de hidrógeno, habria una explosion capaz de producir su rotura; pero al cabo de diez minutos no quedará indicio de gas inflamable.

El hidrógeno es el gas mas ligero que conocemos; es catorce veces y media mas ligero que el aire atmosférico; así es que ha servido para llenar los globos aereostáticos. Hoy ya no se emplea con este objeto mas que el gas del alumbrado.

El hidrógeno se inflama en contacto del platino. Experiencia c. Si en vez de adaptar un tubo encorvado al frasco donde se verifica el desprendimiento de hidrógeno se tapa con un corcho atravesado por un tubo adelgazado en su extremidad superior ó por un cañon de tierra de pipas (figura 37), el gas arderá en la extremidad del tubo con una llama poco brillante, pero análoga á la de una bujía. Para inflamar este gas podemos servirnos, en lugar del fuego, de platino muy dividido y fácil de preparar con prontitud en cantidad suficiente para hacer esta experiencia; para eso se impregna un papel de filtro, sujeto al extremo de un alambre de hierro, en algunas gotas de una disolucion concentrada de platino (cloruro platínico), y se quema el papel en una lámpara de alcohol hasta que no queda mas que una ceniza gris aglomerada. Esta ceniza está formada de platino extremadamente dividido, llamado musgo ó esponja de platino; en ese estado este metal posee la propiedad de inflamar el hidrógeno al contacto del aire, cuya propiedad se ha utilizado para la fabricacion de los llamados *eslabones de hidrógeno.*

El eslabon de gas hidrógeno se compone de un cilindro de vidrio *b* (figura 38) fijo y unido herméticamente á la llave *e* colocado en medio de la cubierta que cierra el vaso *c*; en el interior de este cilindro se halla suspendido un pedazo de zinc bastante grueso. Estando abierto el vaso *c*, se vierte en él ácido sulfúrico diluido en agua; el líquido no entrará en el cilindro *b* antes que se abra la llave *e*. Entonces la presion del

líquido exterior expulsará al aire y será reemplazado por el agua acidulada: el zinc en contacto con el ácido da lugar á un desprendimiento de hidrógeno, cuyo gas se dejará salir hasta que se haya expulsado todo el aire. Cerrando entonces la llave *e*, continuará el gas produciéndose, mientras que el líquido ácido quedará en contacto con el zinc y el cilindro se llenará de hidrógeno. Si entonces se abre de nuevo la llave *e*, el hidrógeno comprimido por la columna exterior de líquido sale con violencia á traves de la esponja de platino fija en *f*, mientras que el agua acidulada, subiendo en el cilindro, da lugar á un nuevo desprendimiento de gas. La esponja de platino posee en el mas alto grado la facultad de condensar el oxígeno del aire, y tiene la misma accion sobre el hidrógeno, encontrándose las moléculas de los dos gases de tal manera unidas en los poros del metal que se verifica su combinacion recíproca; se produce agua, y el calor desprendido es bastante fuerte para enrojecer el platino é inflamar el dardo de hidrógeno. Por medio de la esponja de platino se consigue combinar directamente gases que de otra manera no tendrian accion unos sobre otros.

86. MEZCLA DETONANTE. CALOR DESPRENDIDO POR LA COMBUSTION DEL HIDRÓGENO. *Experiencia.* Esta experiencia demuestra evidentemente la intensidad del calor producido por la combinacion del hidrógeno con el oxígeno. En la abertura de una gran vejiga que se haya humedecido previamente para llenarla, se fija sólidamente con una cuerda un cuello de botella que se haya desgastado en una piedra la parte rota para evitar el deterioro de la vejiga; elíjense despues dos corchos y se cierra herméticamente la abertura. Uno de ellos estará atravesado por un tubo encorvado, de modo que pueda llevarse el oxígeno del aparato descrito (59) á la vejiga exenta de aire, que se llenará con facilidad de aquel gas. Luego que esta vejiga se encuentra llena, se ata fuertemente con una cuerda por detras del cuello y se le quita el primer tapon para reemplazarle por otro, al traves del que pasa un tubo de vidrio adelgazado en su extremidad (figu-

ra 39), á cuya abertura se aplica un pedacito de cera con objeto de impedir la fuga del gas. Se obtiene la disminucion del diámetro de un tubo de vidrio calentándole á la lámpara de alcohol y haciéndole girar entre los dedos hasta que se haya reblandecido en el sitio en que se encuentra la llama; en este momento se tira ligeramente las extremidades del tubo y se le rompe por medio de un ligero pase de lima en el sitio que se cree el diámetro interior conveniente, teniendo cuidado de calentar á la lámpara los bordes del vidrio para redondearlos por medio de la fusion. Se consigue mas fácilmente este objeto, pero de una manera mas costosa, ajustando á la vejiga una armadura de laton que lleve un tubo adelgazado del mismo metal. Dispuesta de este modo la vejiga y llena de oxígeno, se coloca sobre unos ladrillos, de manera que el extremo adelgazado del tubo se encuentre á la altura de la llama del hidrógeno desprendido por el aparato descrito anteriormente. Si se apoya ligeramente la mano sobre la vejiga, se produce una corriente de oxígeno bastante fuerte, arrastrando en su direccion la llama, que es casi imperceptible porque arde con menos brillo que antes, aunque produzca el calor mas intenso que se puede obtener; un hilo de platino que resiste al fuego de forja mas violento se funde con mucha facilidad. Un pedazo de creta terminado en punta y sostenido en la llama, la comunica un brillo extraordinario (luz de Drumont). Un muelle de reloj ó un hilo de hierro arde con la misma intensidad que en el oxígeno (68). ¿De donde procede este calor? Resulta de la combinacion enérgica de dos sustancias. *Todas las combinaciones químicas desprenden calor* (figura 40).

Las experiencias mas precisas de Gay-Lussac y de Humboldt han demostrado que un volúmen de oxígeno se combina con dos de hidrógeno para formar agua; en estas mismas proporciones hemos visto producirse esos dos gases al descomponer el agua por la electricidad. Sin embargo, estos tres volúmenes de gas no dan mas que dos de vapor acuoso, y hay condensacion de $\frac{1}{3}$ del volúmen primitivo. Si para formar

el agua se mezclan los dos gases en las proporciones dichas y se aplica fuego, la combinacion tendrá lugar sobre toda la masa de gas á la vez, y se producirá una detonacion tan violenta que produciria la rotura de las vasijas. Por esa razon la mezcla ha recibido el nombre de *gas detonante*. El aparato que sirve para producir esa temperatura tan elevada por la combustion del hidrógeno en el oxígeno no presenta peligro alguno, porque la mezcla de los dos gases no tiene lugar sino sucesivamente y por pequeñas cantidades; es en pequeño una cosa parecida, aunque imperfecta, al soplete de gas, por medio del que se ha llegado á fundir cantidades notables de los metales mas refractarios. El gas detonante puede considerarse como el agua antes de su combinacion; el agua que resulta de esta combinacion no es otra cosa que el hidrógeno quemado.

87. LA COMBUSTION DEL HIDRÓGENO PRODUCE AGUA. *Experiencia.* Puede demostrarse fácilmente que la combustion del hidrógeno produce agua; basta para eso invertir sobre la llama de un aparato de hidrógeno un vaso, una campana ó un gran frasco (figura 41); se ve inmediatamente el agua, que se encuentra al estado de vapor en razon de la alta temperatura, depositarse en las paredes del vaso bajo la forma de rocío y descender á lo largo de ellas. Se puede de esta manera, combinando 100 litros de oxígeno con 200 de hidrógeno, producir próximamente 160 gramos de agua pura.

Los resultados obtenidos por via de análisis, así como los que se han obtenido por la síntesis, demuestran que el agua está compuesta:

EN VOLÚMEN.	EN PESO.
De 1 vol. de oxígeno.	De 8 partes de oxígeno.
De 2 — de hidrog.	De 1 — de hidróg.
Produciendo 2 — de vapor acuoso.	Produciendo 9 — de agua.

Siendo el hidrógeno 16 veces mas ligero que el oxígeno,

se comprende con facilidad la gran diferencia entre las relaciones de volúmen y peso. La propiedad que tiene el gas que acabamos de estudiar de producir agua combinándose con el oxígeno, le ha valido el nombre de hidrógeno (generador de agua); su símbolo es = H.

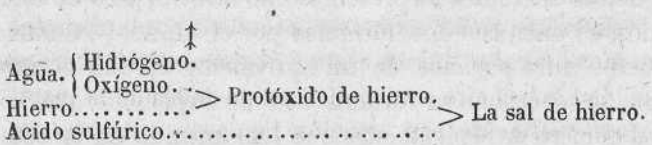
88. FÓRMULAS QUÍMICAS. El símbolo químico, formado de ordinario, como hemos ya dicho, de la primera letra del nombre latino de los cuerpos, no es solamente una cómoda abreviatura; representa al mismo tiempo un peso determinado de estos cuerpos, y precisamente aquel que comparados á uno de ellos tomado por unidad, entran en combinacion. El símbolo representa siempre el número indicado á la cabeza del estudio de cada cuerpo con el nombre de equivalente. Así, *O* no indica solamente el oxígeno, sino tambien 8 unidades de peso (kilógramos, gramos, milígramos) de este cuerpo. *H* significa siempre una parte de hidrógeno. Para indicar que estos dos cuerpos están combinados, se escriben sus símbolos uno al lado de otro, lo que constituye la fórmula: así, HO representa no tan solo el agua, sino ademas una parte (un equivalente), asociada á ocho partes (un equivalente) de oxígeno, ó lo que es lo mismo, una parte en peso H. unida á ocho partes en peso O. Para una combinacion mas complicada, una sal por ejemplo, la fórmula de la base y la del ácido están en general separadas por una coma; cuando existen dos compuestos diferentes en presencia uno de otro, pero no combinados, se unen las dos fórmulas por el signo +. Cuando un cuerpo entra por mas de un equivalente en una combinacion, se sobrepone su fórmula con un exponente que indica el número de equivalentes que han entrado en la combinacion: (1) así, HO representa el agua; HO^2 representará una combinacion mas oxigenada de hidrógeno (el agua oxigenada descubierta por Thenard), é indicará que para un equivalente de hidrógeno han entrado en combinacion dos

(1) Este exponente se coloca alguna vez debajo de la letra: cualquiera que sea su posicion, tiene siempre el mismo significado y el mismo valor.

equivalentes de oxígeno. Si, por el contrario, la cifra se coloca en coeficiente delante de la fórmula, no se aplicará ya á un solo elemento, sino á la combinacion entera: así, 2HO representará dos equivalentes de agua; es decir, dos de hidrógeno combinados con dos de oxígeno, etc. En la notacion química se ha convenido en colocar delante el elemento ó el compuesto electro-negativo. Es indispensable, empezando el estudio de la química, familiarizarse mucho con estas fórmulas.

89. REACCION QUE DETERMINA EL DESPRENDIMIENTO DE HIDRÓGENO POR MEDIO DEL HIERRO Y EL ÁCIDO SULFÚRICO. Vamos á examinar los cambios experimentados por el hierro al descomponer el agua para desprender de ella el hidrógeno bajo la influencia del ácido sulfúrico.

Experiencia. El líquido que en la experiencia 83 queda en el frasco despues que el desprendimiento gaseoso ha cesado, se vierte en una cápsula de porcelana, se hierve y se filtra. Quedará sobre el filtro una materia negra compuesta principalmente de carbon contenido en el hierro. El hierro ha desaparecido por completo; está disuelto y se encuentra en el líquido filtrado, no ya al estado de hierro, sino bajo la forma de una sal que se depositará despues del enfriamiento en cristales verdes y diáfanos. La formacion de esta sal puede representarse de la manera siguiente :



La sal de hierro obtenida en esta experiencia ha recibido el nombre de sulfato de protóxido de hierro ó vitriolo verde. El hierro no ha podido combinarse directamente con el ácido sulfúrico, porque en química inorgánica se admite, y es una regla que cuenta pocas excepciones, que *un cuerpo simple se combina siempre con un cuerpo simple, y un cuerpo compuesto con un*

cuerpo compuesto; pero la combinacion puede tener lugar cuando el hierro, trasformado en óxido, se ha convertido en un cuerpo compuesto. El oxígeno necesario se encuentra en el agua; sin embargo, el hierro solo no es bastante poderoso para apoderarse de él; pero interviniendo el ácido sulfúrico, que tiende á combinarse con una base, se formará con el oxígeno del agua el protóxido de hierro, que se unirá inmediatamente al ácido sulfúrico: el hidrógeno puesto en libertad se desprenderá al estado gaseoso. Las fuerzas análogas á la del ácido sulfúrico en el caso presente, han recibido en otro tiempo el nombre de *afinidades ó fuerzas predisponentes*.

Con frecuencia se reemplaza con ventaja el hierro por el zinc para producir un desprendimiento de hidrógeno.

Aire.

90. ATMÓSFERA. El globo terrestre está rodeado de una capa de aire á la que se ha dado el nombre de *atmósfera*. Su altura se ha calculado en 50 á 60 kilómetros. El aire atmosférico es incoloro, trasparente é invisible; no podemos cogerle, y sin embargo advertimos su presencia por la resistencia que nos opone en ciertos casos. Podemos convencernos con facilidad que el aire goza de las propiedades de la materia y ocupa realmente los espacios llamados vulgarmente vacíos. Para eso se ajusta por medio de un corcho un embudo sobre el cuello de un frasco vacío, de modo que se intercepte toda comunicacion con el exterior (figura 42): el agua vertida en el embudo no penetra en el frasco, porque el aire contenido en este último, no encontrando salida alguna, no puede ser desalojado, y no cederá su sitio al agua si no se levanta ligeramente el tapon. Se puede hacer esta prueba mas evi-

dente todavía comparando el peso de un matraz lleno de aire y el del mismo despues de haber hecho el vacío con el auxilio de la máquina neumática: el peso es mucho menor en el segundo caso. El aire pesa 800 veces menos que el agua: á pesar de su gran ligereza ejerce sobre la tierra una presion considerable, que no se nota porque los cuerpos experimentan esta presion en todas direcciones, pero que se hace evidente cuando se sustrae á su accion una de las caras de un cuerpo; la otra tendrá necesidad de experimentar una presion muy considerable, como sucede á una campana en que se haga el vacío por medio de la máquina neumática.

91. PRESION DE LA ATMÓSFERA. *Experiencia.* Se rodea de estopa impregnada de sebo el extremo de una varilla de madera para formar un piston que entra á rozamiento en un tubo de ensayo de vidrio fuerte. Este mismo tubo contiene cierta cantidad de agua que se hace hervir; el vapor expulsa al aire del tubo; cuando este no está ocupado mas que por el vapor, se aplica el piston preparado y se aparta el tubo del fuego; el piston descenderá poco á poco á medida que aquel se enfrie, y por último vendrá á tocar en la superficie misma del agua. El calor hará subir el piston en el tubo (figura 43); el enfriamiento que experimenta el agua le hará volver á descender al punto. El descenso de temperatura lleva consigo la condensacion del vapor acuoso, cuya presion actúa en sentido inverso de la de la atmósfera, que hace descender el piston en el tubo. En las primeras máquinas de vapor, el piston se elevaba y descendia sucesivamente en virtud de las mismas fuerzas.

92. ASPIRACIÓN DE LOS LÍQUIDOS: TUBO DE SEGURIDAD. La presion del aire es la causa de la aspiracion que se produce las mas veces en las operaciones químicas.

Experiencia. Si se hace hervir agua durante algun tiempo en el aparato (figura 44), se verá, quitando el fuego, subir lentamente el líquido en la rama mas larga del tubo, que despues se precipitará en el matraz y lo llenará completamente. Mientras el líquido está hirviendo, el vapor acuoso

ejerce una presion mayor que la del aire, y elimina á este del aparato, y aun el mismo vapor es desalojado por el que se está formando en el seno del agua; pero luego que se retira el fuego, el vapor empieza á condensarse; la contrapresion que oponia al aire disminuye con la temperatura, y al momento la presion atmosférica hace subir el líquido en el tubo; una vez que ha llegado al matracito, el vapor se condensa inmediatamente por el agua fria, y de aquí la absorcion es tan rápida.

La aspiracion del líquido es muy temible cuando se desprenden en el agua gases que son muy solubles en este líquido. Se previene fácilmente todo peligro introduciendo en el corcho del matraz (figura 45) un segundo tubo, llamado *tubo de seguridad*, que se sumerge en el fondo del líquido, y al traves del cual el aire entra de preferencia, porque tendrá que vencer una resistencia menor que la de la columna elevada en la rama larga.

93. BARÓMETRO. Experiencias precisas han demostrado que la atmósfera ejerce sobre la tierra una presion igual á la que ejerceria una capa de mercurio de 76 centímetros á una capa de agua de $10^m,33$, es decir, 13,6 mas alta. El instrumento que sirve para medir la altura de la atmósfera ha recibido el nombre de barómetro. Se llena de mercurio un tubo de 90 centímetros de largo y 6 milímetros próximamente de diámetro interior, cerrado por una de sus extremidades; se tapa con el dedo y se le invierte en un vaso muy resistente que contenga cierta cantidad del mismo metal (figura 46). El mercurio quedará en *s* en el interior del tubo, pero no descenderá mas, y la altura de la columna desde *a b* á *s* será de 76 centímetros. Estando cerrado el tubo en la parte superior, y no recibiendo el mercurio del interior la presion atmosférica, sino que se ejerce en la superficie *a b*, mantendrá el mercurio á esta altura. El mercurio contenido en el tubo forma un contrapeso á la atmósfera, de donde se deduce que el aire ejerce sobre la tierra una presion igual á la de una capa de mercurio de 76 centímetros de altura. Si el tubo es-

tuviese abierto ó roto por la parte superior, el mercurio descenderia al punto y se colocaria al nivel con *a b*. La parte del tubo que se encuentra por cima de la superficie *s* del mercurio, está exenta de aire; se la llama vacío de Torricelli, del nombre del inventor del barómetro. Ordinariamente el tubo barométrico está encorvado (figura 47) y soldado á un depósito cilíndrico ó esférico destinado á reemplazar el vaso *a b* (figura 46). Aquí, como anteriormente, la presion del aire no se ejerce sino en un lado, sobre el mercurio contenido en el depósito, y la altura de la columna desde el nivel O de mercurio es tambien de 76 centímetros.

Si se colocan pesos en uno de los platillos de una balanza, se inclina hacia ese lado; si se quitan, se inclina hacia el opuesto. Lo mismo sucede con el barómetro; cuando el aire es mas denso, la columna barométrica se eleva; en el caso contrario, desciende. Para conocer con mas exactitud la altura, se adapta á lo largo del tubo una escala dividida en centímetros y milímetros. Cuando la altura del mercurio es de 76 centímetros, el aire ejerce la presion media, lo que se observa al nivel del mar; cuando esta altura es mayor ó menor, se dice que el barómetro sube ó desciende.

En nuestros climas los vientos del Norte y del Este hacen subir el barómetro, mientras que los del Sur y Oeste le hacen bajar. Los primeros, que vienen de las regiones frias ó han atravesado vastos continentes, son en general secos, y pueden cargarse de mucha humedad; mientras que los segundos, que proceden de paises calientes ó han atravesado los mares, llevan un aire cargado de vapor de agua, cuyo menor enfriamiento determina la condensacion; la lluvia: por consiguiente llueve con mas frecuencia con los vientos Sur y Oeste que con los Norte y Este, por cuya razon se consulta el barómetro para conocer el tiempo.

Sería superfluo explicar por qué el agua se mantiene en un frasco invertido en el baño hidroneumático; por qué sube en una pipeta al verificarse la aspiracion; por qué el vino no puede extraerse de un tonel cuando no se ha quitado la tapa;

por qué razon el agua se eleva en una bomba aspirante, y eso hasta la altura de 10m,33 á partir del nivel del líquido, etc., etc.

94. AUMENTO DE LA PRESION DEL AIRE. Comprimiendo el aire en un espacio cerrado se puede introducir en él mas gas que contiene á la presion ordinaria de la atmósfera; esforzando este aire puede salir por una pequeña abertura y producir de este modo una corriente de aire contínuo. Tenemos un ejemplo en pequeño con lo que sucede en los fuelles usados en la economía doméstica, y en grande en las bombas de aire de los altos hornos.

Experiencia. Botella de locion. Por medio de un corcho se fija un tubo adelgazado (86) en el cuello de un frasco medio lleno de agua; aplicando despues la boca sobre el tubo, é introduciendo aire en el aparato, saldrá el agua bajo la forma de chorro luego que se haya cesado de soplar. Si despues de haber comprimido el aire se invierte inmediatamente el frasco (figura 48) de suerte que se interponga el agua entre el orificio y el aire, este, ejerciendo presion sobre el líquido, le proyectará fuera bajo la forma de surtidor. Este aparato se emplea con frecuencia para lavar los precipitados recogidos sobre un filtro. Un depósito de aire análogo se adapta á las bombas de incendio para regularizar en ellas la presion ejercida sobre el líquido y hacerle salir en un surtidor contínuo, al paso que los pistones lo hacen por salidas sucesivas. La figura 49 representa una botella de locion mas cómoda, que proporciona una salida de agua contínua y permite operar con el agua caliente. Dos tubos atraviesan el corcho de un matracito; uno de ellos, mas corto, sirve para introducir el aire y producir la presion; el otro, *a*, llegando hasta el fondo del agua, está adelgazado en la extremidad opuesta para dar salida al líquido bajo la forma de un surtidor delgado y contínuo.

95. INFLUENCIA DEL AIRE EN LA EBULLICION. La presion atmosférica tiene una gran influencia en la ebullicion del agua y la de los líquidos en general. Si se hace hervir agua cuando el barómetro está muy bajo, marcará menos de 100°

termométricos, y marcará mas si la columna barométrica se eleva por cima de 76 centímetros.

El agua entra rápidamente en ebullicion cuando la presion ha disminuido. Experiencia. Se llena hasta la mitad de agua un matracito y se calienta hasta la completa ebullicion; se tapa fuertemente el matraz con un corcho y se quita el fuego. La ebullicion cesará inmediatamente; pero se la puede producir de nuevo vertiendo agua fria en la parte vacía del matraz (figura 50): si el vaso ha estado herméticamente tapado, el agua hervirá todavía aun cuando no marque mas que 20° en el termómetro. El matraz no contiene aire, porque ha sido expulsado por el vapor, y no ha podido entrar despues del enfriamiento porque lo ha impedido el tapon; el agua no sufre, por consiguiente, la presion atmosférica, lo que permite que empiece á hervir á 20°. El espacio vacío por cima del líquido se llena de vapor, que al principio ejerce una presion bastante fuerte para impedir que hierva el agua; pero al enfriarse, el matraz determina la condensacion de este vapor, disminuye la presion, y el líquido, produciendo una nueva cantidad de vapor, entra en ebullicion. En muchas industrias, y particularmente en la fabricacion del azúcar, se concentran los jarabes haciéndoles hervir en el vacío con objeto de poder operar con mas rapidez ó á una temperatura mas baja.

La presion atmosférica mayor en la superficie del globo se encuentra al nivel del mar; disminuye á medida que nos elevamos sobre las montañas, porque la columna de aire que tiene que sostener es mas pequeña. De aquí se sigue que el barómetro está en estos puntos siempre mas bajo, y que el agua hierve con mas facilidad en la altura de una montaña que en una llanura ó en el fondo de un valle. En la cima del Mont-Blanc, el mercurio no se eleva ya en el barómetro mas que á 47 centímetros, y el agua empieza á hervir á 84°. El punto de ebullicion puede servir, por consiguiente, sin embargo, con mucha menos exactitud que el barómetro, para apreciar la altura de una montaña.

96. LA EBULLICION SE RETARDA POR UNA FUERTE PRESION. Del

mismo modo que el agua hierve con mas facilidad á una débil presion, se retrasa su punto de ebullicion si es mas fuerte la presion. Para eso no hay necesidad que esta presion sea ejercida por el aire; puede producirse por medio del mismo vapor de agua impidiendo su salida, lo que se obtiene generalmente por medio de tapaderas sujetas con tornillos. Un pequeño aparato de este género se llama *digestor* ó *marmita de Papin:* es una caldera de vapor en pequeño; el agua puede adquirir en ella la temperatura de 200°, y aun mas si las paredes son bastante fuertes, mientras que en la vasija abierta nunca adquiere mas de 100°. Cuando una caldera contiene dos veces mas vapor que el que podria contener si estuviese abierta, ó, lo que que es lo mismo, si la presion del vapor en el interior puede hacer equilibrio á dos veces la altura de 76 centímetros de mercurio, se dice que la presion es de 2 atmósferas. Cuando la cantidad de vapor es 3, 4, 5, 10 veces mas considerable, se dirá que la presion es de 3, 4, 5, 10, 20 atmósferas. Con frecuencia se recurre á presiones parecidas para desagregar por medio del agua las materias sólidas; así el agua que hierve á la temperatura propia apenas ataca á la superficie de los huesos, mientras que á 110° ó 120° penetra en el interior de ellos y disuelve casi la totalidad de la gelatina.

97. EL AIRE Y EL CALOR. EL AIRE ES DILATADO POR EL CALOR. El calor dilata el aire como dilata las materias sólidas y líquidas, solo que el aumento de volúmen en aquel es mucho mas considerable.

Experiencia. Se invierte en un vaso lleno de agua una bola de vidrio delgado con un tubo de cortas dimensiones (figura 51); despues se calienta la bola por medio de una lámpara; se ve al momento desprenderse el aire del tubo, atravesar el agua y marcharse; la bola no es suficiente para contener el aire, que ocupa un espacio mas considerable que cuando estaba frio. El aire caliente llega á hacerse mas ligero que el aire frio; si se quita la lámpara, la temperatura desciende, el gas se contrae, y en lugar del aire desprendido ascenderá el agua en la bola.

98. CORRIENTE DE AIRE. La diferencia de peso entre el aire caliente y el aire frio, explica un gran número de fenómenos observados diariamente. Cuando se enciende una estufa, el aire que la rodea se calienta, se eleva, y es reemplazado por el aire frio, que se calienta y se eleva al rededor suyo: prodúcese de este modo en el aire una circulacion contínua. La atmósfera entera que rodea nuestro globo está constantemente mantenida en movimiento por un fenómeno análogo. La temperatura elevada de las regiones ecuatoriales determina el movimiento ascensional del aire que se dirige hacia los polos en las altas regiones de la atmósfera; es reemplazado en la tierra por el aire mas frio hasta formar una corriente de aire frio dirigida desde los polos hacia el ecuador, en donde se restablece el equilibrio constantemente alterado. Estas corrientes regulares, cuya direccion es del Este al Oeste por el movimiento de rotacion de la tierra, han recibido el nombre de *vientos alisios*.

Experiencia de Franklin. En una habitacion caliente donde pueda con facilidad notarse la diferencia de temperatura entre la parte superior y el suelo de la misma, si se entreabre una puerta que comunique con otra habitacion caliente, se produce una doble corriente de aire cuya direccion se hace sensible con el auxilio de tres luces colocadas en la abertura de la puerta (figura 52). La llama *c* en la parte superior se dirige hacia el sitio frio; en *a*, por el contrario, hacia la habitacion caliente; y en *b* (la parte media) la llama permanece vertical: el aire caliente, ligero, sale por consiguiente por la parte superior, mientras que el frio, mas denso, entra por la inferior. Cuando se pasa del sol á la sombra se nota una ligera corriente de aire, y es producida por el sol, porque el aire se calienta al contacto de ese astro, se eleva, y el que ha quedado frio á la sombra ocupa su lugar. Por la misma razon se produce corriente de aire en todos los sitios en que hay focos caloríficos, en las chimeneas, estufas, lámparas, etc. Un ejemplo de la ligereza del aire caliente es la aplicacion que de él se ha hecho para llenar los globos llamados *mongolfieras*,

cuya operacion se verificaba colocando la abertura del globo sobre una hoguera.

99. GAS. No se admitia en otro tiempo mas que un cuerpo gaseoso, el aire atmosférico; pero la química ha descubierto un número bastante considerable de ellos. Son mas ó menos densos; algunos violentos venenos; cierto número de ellos combustibles, y otros alimentan la combustion, y hay, por último, otros que ni se queman ni sirven para la combustion, en los cuales se apagan los cuerpos encendidos. Estos gases están alguna vez combinados con otros cuerpos, y forman materias sólidas ó líquidas; tales son el oxígeno en el óxido de mercurio, el hidrógeno y el oxígeno en el agua, etc. Algunos gases, sometidos á una fuerte presion ó á una baja temperatura, toman el estado líquido; otros, por el contrario, no han podido ser reducidos á este estado, y han recibido el nombre de gases permanentes. Los gases, como los sólidos y los líquidos (17), tienen diferentes densidades que se expresan por números, solo que aquí no es ya el agua, sino el aire, el que sirve como unidad de comparacion.

Vapores. Muchos cuerpos, bajo la influencia del calor, adquieren el estado gaseoso; unos con facilidad, como el alcohol y el agua; y otros con mas dificultad, como el mercurio y el azufre; pero enfriándose abandonan este estado, que se designa con el nombre de *vapor*, y vuelven á tomar la forma sólida ó líquida.

Composicion del aire.

Determinada por Lavoissier y Scheele en 1777, y con mas exactitud por Gay-Lussac y Humboldt en 1801.

100. COMPOSICION DEL AIRE. Hemos dicho antes que el aire no es un elemento; vamos á ver ahora de qué se compone.

Experiencia. Se coloca una esponjita en el extremo de un alambre de hierro; se impregna de alcohol y se coloca sobre el agua (figura 53) de tal manera que se sostenga á alguna distancia por cima del nivel del líquido; despues de haber inflamado el alcohol, se invierte sobre la esponja un frasco vacío de modo que el cuello se sumerja hasta cierta profundidad. La llama no tarda en apagarse; el volúmen disminuye y entra en el frasco una cantidad de agua igual á la del aire que la combustion ha hecho desaparecer; el gas que ha desaparecido no es otra cosa que el oxígeno combinado con el alcohol. Se tapa el frasco con la mano, se agita y se abre de nuevo debajo del agua; penetra todavía un poco de este líquido en el interior. En cuanto al gas que queda en el frasco, un cuerpo encendido se apaga en él; un animal introducido en ese mismo gas, muere; esta última propiedad le ha hecho dar el nombre de azoe. (1) Constituye las $\frac{4}{5}$ partes del aire atmosférico, compuesto en volúmen de 4 partes de azoe y una de oxígeno. Estos dos cuerpos no están combinados en el aire; se encuentran simplemente mezclados: aparte de otras pruebas, hay la de que mezclándoles no se produce condensacion ni modificacion en sus propiedades respectivas, y que el agua sola basta para modificar sus proporciones, porque agitada con el aire no disuelve los dos gases en las proporciones en que se encuentran en aquel, sino que absorbe mas oxígeno que azoe.

(1) Se obtiene el azoe mas puro por el siguiente método: sobre un pedazo de corcho horadado, y que sobrenade en el agua, se coloca un fragmento de fósforo que se inflama y se invierte sobre él una gran campana de vidrio. Los humos blancos producidos por el ácido fosfórico no tardan en desaparecer, y se tiene el gas azoe al estado de pureza.

Azoe (Az. ó N. de nitrógeno).

Equivalente = 14 ó 175. Densidad = 0,972.

Descubierto por Rutheford en 1772. En 1775 Lavoissier y Scheele reconocieron que se hallaba al estado de libertad en el aire.

101. AZOE. El azoe (privativo de la vida) ha sido injustamente llamado así, porque no ejerce sobre las funciones vitales accion deletérea; le inspiramos y espiramos en la respiracion sin experimentar por eso ninguna sensacion desagradable; solo que no auxilia la vida; es inerte, mientras que el oxígeno exclusivamente es activo é indispensable. Muchos agentes, interviniendo puros en las funciones de nuestro organismo, tendrian una accion nociva; así el alcohol puro es un veneno, mientras que mezclado con 4 ó 5 veces su volúmen de agua, en el vino, por ejemplo, es saludable: lo mismo sucede con el aire; en una atmósfera de oxígeno puro no se podria estar mucho tiempo con vida, al paso que mezclado con 4 ó 5 veces su volúmen de gas inerte, constituye el aire de que nuestros órganos tienen necesidad. El gas azoe es incoloro, sin olor ni sabor; es uno de los cuerpos mas indiferentes que se conocen, porque no se consigue sino con mucha dificultad combinarle directamente con otros cuerpos, sirviéndose para este objeto de combinaciones ya existentes. Está muy esparcido en la naturaleza orgánica: los compuestos azoados son indispensables al desarrollo de los vegetales, de donde pasan á los animales. El azoe se encuentra èn combinacion en el nitro ó salitre; de ahí el nombre de nitrógeno que se le da alguna vez. (1)

(1) La denominacion de nitrógeno es mucho mas aceptable que la de azoe, y los autores españoles han convenido en preferir el primer nombre.

(N. del T.)

102. EL AIRE ENCIERRA VAPOR ACUOSO Y ÁCIDO CARBÓNICO. Ademas del oxígeno y el azoe, el aire contiene tambien ácido carbónico y vapor acuoso. La presencia de este último está suficientemente probada por la lluvia, la nieve, el rocío, etc. En cuanto al ácido carbónico, se puede fácilmente demostrar su presencia exponiendo al aire el agua de cal, tal como se ha preparado anteriormente (46). La cal posee la propiedad de atraer el ácido carbónico, con el que se combina y produce esa película blanca de una sal insoluble (carbonato de cal), que se forma en la superficie del líquido. Veremos muy pronto que es menester buscar el orígen de este ácido carbónico en la combustion ó descomposicion de todas las materias animales ó vegetales. Se produce tambien á espensas del oxígeno del aire durante la respiracion del hombre y de los animales; lo que obliga á renovar el aire, á ventilar las habitaciones, que sin esta precaucion el aire se viciaria lo suficiente para hacer imposible la vida.

El aire atmosférico contiene para 100 partes en volúmen:

79 de azoe.
21 de oxígeno.
0,04 de ácido carb.^{co}
Cantidades variables de vapor acuoso.

El aire contiene tambien otras sustancias, porque es el receptáculo de todas las emanaciones y de todas las partículas que se elevan en la superficie del globo; estas últimas son visibles cuando un rayo de sol penetra en una habitacion oscura; pero existen en el aire en cantidad tan pequeña que es imposible las mas veces pesarlas ó calcular su proporcion, exceptuándose el amoniaco y el ácido nítrico, cuya presencia es constante en la atmósfera, y son útiles, ya porque las plantas les absorben directamente de la atmósfera, ó ya tambien, lo que parece mas probable, que se encuentren mezcladas en el suelo por la lluvia ó el rocío.

Carbono (C).

Equivalente = 6 ó 75. Densidad del diamante = 3,5.

Conocido desde la mas remota antigüedad bajo la forma de carbon resultante de las materias orgánicas, reconocido en el diamante en 1773, en el grafito en 1779.

103. TODAS LAS MATERIAS ORGÁNICAS CONTIENEN CARBONO. Un pedazo de madera fuertemente calentado se queda negro; se carboniza; si se enciende y despues se apaga en agua, tambien se ennegrece; calentado en un vaso cerrado, aun á una temperatura muy elevada, deja todavía carbon. En el primer caso la temperatura no era bastante fuerte para verificar la combustion; el enfriamiento la ha impedido en el segundo, y en el tercero ha faltado oxígeno. *Todas las materias animales ó vegetales se trasforman en carbon por una combustion incompleta.* Siendo el carbon infusible aun á las temperaturas mas elevadas, su extructura varía con la de los cuerpos de que procede. Esta diferencia de textura da con frecuencia al carbon propiedades particulares (carbon de madera, negro de humo, coke, negro animal, etc.) El carbon no es un producto de la calcinacion de las sustancias orgánicas; preexiste combinado con otras materias, que la mayor parte han desaparecido como consecuencia de la elevacion de temperatura. Podemos fácilmente convencernos de esto comparando el peso, siempre menor, del carbon con el de la sustancia que le contenia.

El carbono se encuentra tambien en gran abundancia en el reino mineral. Constituye casi exclusivamente la hulla y la antracita, poderosos restos de la vegetacion en las primeras edades del globo. Puro, ó casi puro en el diamante y el grafito, entra combinado con el oxígeno en la formacion de todas las rocas calcáreas.

104 CARBON DE MADERA (carbon asociado á una corta cantidad de hidrógeno y oxígeno).

Experiencia. Si se recubre poco á poco con un tubo de ensayo un pedazo de madera encendido (figura 54), se ve arder la madera con llama en el exterior y dejar un residuo de carbon en el interior del tubo. Por medio de una operacion análoga se obtiene en grande el carbon de madera. Se disponen troncos de madera sobre una extension muy plana en forma de un espacio circular, en cuyo centro se coloca una chimenea; se recubre de tierra, césped, ó tambien de tierra mezclada con carbon, procedente de operaciones anteriores; para aplicar el fuego se introducen en la chimenea carbones ya encendidos. Aberturas dispuestas á diferentes alturas de este horno, sirven para dar paso á cierta cantidad de aire, é impiden apagarse á los carbones y dan salida á los gases procedentes de la combustion. La llegada del aire no debe prolongarse mas del tiempo necesario para la carbonizacion de la madera. Luego que esta se ha verificado en un punto, se tapan todas las aberturas y se practican otras en los sitios que sea necesario. Cuando toda la madera se ha carbonizado se cierran las chimeneas para apagar el fuego; una vez fria la masa no presenta mas que carbon que ha conservado la extructura de la madera, y representa en peso ¼ próximamente de la materia empleada.

105. EXPERIENCIAS CON EL CARBON DE MADERA. *El carbon de madera absorbe los gases y los vapores. Experiencia a.* Un carbon recien calcinado y abandonado por espacio de 24 horas en un sitio húmedo, aumenta sensiblemente de peso porque goza de la propiedad de absorber el aire y el vapor acuoso. Si en seguida se le sumerge en agua caliente, se le ve cubrirse de una infinidad de burbujitas de gas, que es el aire encerrado en los poros, que se encuentra dilatado por el calor, y en parte tambien desalojado por el agua. De ahí procede el chisporroteo del carbon cuando se le pone al fuego: bajo la influencia de una temperatura elevada, el gas y el agua son rápidamente dilatados; y no encontrando salida, hacen decrepitar el carbon.

La propiedad que tiene el carbon de absorber la humedad

se utiliza con frecuencia para el embalaje de los objetos de acero pulimentado que quieran preservarse de la oxidacion. Dividido puede tambien servir el carbon para absorber las emanaciones nocivas en las habitaciones de los enfermos.

El carbon absorbe los colores. Experiencia b. Se reduce á polvo el carbon recientemente calcinado y se coloca en un filtro sobre un embudo (figura 55). Si se vierte sobre este carbon vino rojo ó agua coloreada por algunas gotas de una tintura roja, pasa á traves del filtro un líquido incoloro, ó al menos que no conserva mas que un matiz muy débil de la coloracion primitiva; la materia colorante ha sido retenida por el carbon. Se utiliza esta propiedad en la refinacion del azúcar, en que el carbon (carbon animal) sirve para decolorar los jarabes.

El carbon absorbe los olores. Experiencia c. Filtrando por carbon un agua turbia y corrompida, se obtiene un líquido incoloro, inodoro y potable. En las grandes poblaciones en que hay necesidad de recurrir al agua de los rios para la alimentacion, se la purifica simplemente filtrándola por carbon. Se puede del mismo modo corregir el sabor enmohecido que ha contraido el trigo, mezclando íntimamente este último con polvo de carbon y dejándole en contacto con él por muchas semanas. El carbon puede impedir ó retardar la putrefaccion de las materias animales ó vegetales. El agua contenida en los toneles carbonizados, en el interior permanece potable durante muchos años; en una cueva se conservan mucho tiempo las patatas sin germinar, teniendo cuidado de rodearlas de carbon en polvo; la carne tarda mucho mas en entrar en putrefaccion sobrepuesta de carbon, ó al menos no exhala olor fétido, porque los gases desprendidos son inmediatamente absorbidos.

Experiencia d. Los aguardientes de patata y de remolacha pierden su sabor desagradable cuando han estado en contacto con el carbon, porque posee la propiedad de absorber y retener en sus poros las sustancias que comunican mal gusto al aguardiente. La cerveza en las mismas circunstancias

pierde una parte de su amaritud; el carbon absorbe los aceites esenciales del lúpulo.

106. CAPILARIDAD. La causa de esta propiedad particular que posee el carbon de atraer y retener diversas sustancias reside en su extructura porosa. Si se vierte agua sobre un pedazo de vidrio, una pequeña capa de líquido queda adherente; el vidrio se ha mojado; posee, por consiguiente, la propiedad de retener el agua. Este fenómeno es mas sensible en los tubos de diámetro interior muy pequeño, comparable al espesor de un cabello, llamados por esa razon tubos capilares. El agua se eleva en ellos por cima del nivel exterior del líquido, y tanto mas cuanto que el diámetro interior del tubo es mas pequeño y la curvatura formada por el líquido es mas cóncava (figura 56). Se ha dado á estos fenómenos el nombre de *fenómenos capilares* ó de *capilaridad;* se designa frecuentemente con este último término la fuerza que produce estos fenómenos. La capilaridad es la que determina la ascension del aceite en la mecha de una lámpara, del agua en un papel de filtros, en un pedazo de azúcar, en las paredes, etc. Así es como todos los cuerpos porosos, es decir, que ofrecen una infinidad de tubos capilares de una tenuidad extrema, atraen las sustancias líquidas y gaseosas. Un fragmento de carbon del espesor de una avellana contiene infinidad de tabiques, que si estuviesen extendidos producirian una superficie mil veces mayor que la que ocupa el fragmento de carbon. La fuerza atractiva de esta superficie es tan considerable que permite al fragmento de carbon absorber 80 ó 90 veces su volúmen de ciertos gases. Es probable que los gases condensados bajo un volúmen 80 ó 90 veces mas pequeño adquieran el estado líquido en los poros del carbon.

Inflamacion espontánea. La condensacion del oxígeno y el hidrógeno en la esponja de platino (85 *c*), cuerpo tambien mas poroso que el carbon, eleva la temperatura hasta la incandescencia. La temperatura en el carbon de madera durante la absórcion de los gases es mucho menor; sin embargo, en una gran masa de carbon en polvo puede elevarse

lo suficiente para determinar la inflamacion espontánea de la materia, como lo han demostrado ciertos accidentes ocurridos, sobre todo en las fábricas de pólvora.

Combinaciones provocadas por los cuerpos porosos. El hidrógeno y el oxígeno simplemente mezclados no entran en combinacion directa; pero hay formacion de agua siempre que los dos gases se ponen en contacto por el intermedio de la esponja de platino. Esto se explica con facilidad si se recuerda que la afinidad química no puede manifestarse siempre por solo el contacto de los cuerpos que se encuentran en presencia. En algunos cuerpos porosos los gases pueden reducirse á $\frac{1}{80}$ de su volúmen, y en la esponja de platino hasta $\frac{1}{800}$; las moléculas se encuentran de esta manera de 80 á 800 veces mas aproximadas, y pueden entrar en combinacion.

107. ASPECTOS DIVERSOS DEL CARBONO. Sin hablar del carbon de madera, el carbono presenta los mas variados aspectos.

Negro de humo (carbono que contiene algunas materias empireumáticas). El negro de humo es carbon excesivamente dividido que resulta de la combustion imperfecta de algunos compuestos gaseosos de carbono, tales como el gas del alumbrado ó el de la hulla, de los aceites, de la madera, de las resinas, etc., cuando la cantidad de aire es insuficiente para completar la combustion. Un negro de humo mucho mas fino ha recibido el nombre de negro de lámpara (116). Se despoja fácilmente á este carbon de los productos empireumáticos por una calcinacion en vaso cerrado ó un tratamiento con el alcohol. El negro de humo es uno de los principales colores negros (tinta de China, de imprenta, litográfica, etc.).

Coke (carbono con una cantidad variable de materia mineral). Gris, de aspecto brillante y metálico, el coke se enciende difícilmente y arde sin humo, desarrollando un calor muy intenso. Constituye un combustible de gran utilidad para los altos hornos y locomotoras. Se obtiene el coke calcinando la hulla en vasos cerrados, principalmente en la fa-

bricacion del gas del alumbrado por el carbon de piedra (118).

Carbon de huesos ó *carbon animal* (carbono mezclado con las cenizas de huesos y que contiene un poco de azoe). Se le obtiene calcinando los huesos en vasos cerrados. Aunque el carbon animal no contiene mas que $\frac{1}{10}$ de su peso de carbono (los otros $\frac{9}{10}$ son cenizas de huesos), posee sin embargo un poder decolorante tan considerable que se le prefiere á cualquier carbon para la decoloracion de los jarabes y de los líquidos en general.

El reino mineral nos presenta ademas el carbon bajo otros dos aspectos que difieren completamente de las diversas especies de carbones que hemos examinado: estos son el grafito y el diamante.

Grafito. El grafito ó plombagina (carbono negro cristalizado), que se encuentra en masa gris negruzca de aspecto metálico, posee la propiedad de fijarse tan sólidamente sobre los cuerpos, que se construyen lápices, llamados de mina de plomo, y se emplea para dar brillo metálico á algunos objetos. El grafito es tan blando y tan untuoso que se mezcla con la grasa destinada al engrasado de los carruajes y de las máquinas, etc.; al propio tiempo tan refractario, que se hacen con él crisoles capaces de resistir á las temperaturas mas elevadas.

Diamante. El diamante (carbono incoloro cristalizado) es el mas duro de los cuerpos conocidos. No tiene la menor analogía aparente con el carbon; pero arde en el oxígeno, y el resultado de la combustion es ácido carbónico puro en cantidad igual á la que produciria el mismo peso de carbono del carbon de madera ó de coke. Para que un cuerpo pueda tomar la forma cristalina es necesario que se encuentre en fusion ó en disolucion; porque el carbon es infusible á la mas alta temperatura que puede producirse, y no se conoce líquido alguno que le disuelva. Si se llegase algun dia á encontrar la manera de liquidar el carbono, probablemente se habria llegado á hacer diamante artificial.

108. DIMORFISMO Y POLIMORFISMO. El carbono nos demues-

tra claramente cómo un solo y mismo cuerpo puede tomar las formas y los aspectos mas diversos. En el carbon de madera, el coke y el carbon animal, es negro, amorfo y fácilmente combustible; en el grafito es negro, cristalizado en láminas y de una combustion muy difícil; en el diamante, por el contrario, es incoloro, cristalizado bajo la forma de dos pirámides cuadrangulares yuxtapuestas por la base, é igualmente difícil de quemar. Se dice de un cuerpo que es *dimorfo* (dos formas) cuando tiene la propiedad de tomar dos formas, y *polimorfo* (muchas formas) cuando tiene la propiedad de adquirir muchas.

Alotropia. Se designa frecuentemente bajo el nombre de *alotropia* (diferencia de estado) la facultad que poseen ciertos cuerpos simples de tomar formas, aspectos variados, y aun de gozar de propiedades diferentes, sin experimentar aiteracion alguna en su composicion.

La causa de esta alotropia reside en el agrupamiento de partes infinitamente pequeñas ó moléculas que constituyen los cuerpos. Los filamentos de algodon que quedan paralelos en la cardadura están irregularmente entrecruzados en el papel, como en el algodon en rama, pero mas ligeramente en este; torcidos producen los hilos, que regularmente entrecruzados forman tejidos de diferentes nombres y aspectos, segun la manera como han sido dispuestos estos hilos. Lo que el hombre produce artificialmente, la naturaleza lo hace, por medio de fuerzas físicas y químicas, de una manera mas delicada, mas simple y mas variada. Nuestra vista, aun auxiliada por los mas poderosos lentes de aumento, no nos permite distinguir la agrupacion molecular: no podemos, por consiguiente, afirmar la exactitud de esta manera de presentarse las cosas; pero la mantendremos, sin embargo, porque es muy útil para explicar de una manera al mismo tiempo sencilla y fácil las diferencias que observamos en los cuerpos.

109. CARBONO Y OXÍGENO. Un carbon abandonado al aire ó en el suelo no experimenta modificacion alguna; no se combina, por consiguiente, ni con el oxígeno del aire ni con

el del agua. Pero no sucede eso al calor rojo: á esta temperatura todos sabemos que el carbon arde, desaparece y no deja mas que un ligero residuo de cenizas. El calor desarrollado durante esta combustion es producido por la combinacion del carbono con el oxígeno. El resultado de la combustion es un gas, el gas *ácido carbónico*, que forma con el agua de cal un precipitado blanco (carbonato de cal) de que ya se ha hablado. El ácido carbónico está compuesto de un equivalente de carbono y dos equivalentes de oxígeno; tendrá, por consiguiente, por fórmula CO^2. Se le puede preparar del modo siguiente:

Acido carbónico. Experiencia. 108 decígramos de bióxido de mercurio mezclados á 4 decígramos de carbon en polvo se introducen en un tubo de ensayo adaptado al aparato representado en la figura 57 y calentado como para la experiencia 56. Una bujía encendida se apagará en el gas recogido; no es ya, pues, oxígeno. Si se agita este gas con agua de cal, se enturbia, y el dedo con el que se tapa la boca del frasco es atraido hacia el interior, ó mas bien es comprimido por el aire atmosférico; lo que prueba que el gas es absorbido por el agua de cal y se produce el vacío en el frasco. El bióxido de mercurio calentado ha desprendido el oxígeno, como en la experiencia 56; pero aquí el gas se encuentra en contacto con el carbon calentado, con el que se combina para trasformarle en ácido carbónico. El mercurio queda en el tubo al estado metálico con una parte de carbon, del que 3 decígramos han entrado solamente en combinacion con 8 de oxígeno; la misma proporcion exactamente que cuando la combustion del carbon en el oxígeno (63 y 70): 3 decígramos de carbono pueden, pues, retener la misma cantidad de oxígeno que 100 decígramos de mercurio, ó (70) que 8 decígramos de azufre, 6 decígramos de fósforo, 23 de sodio ó 20 de hierro. Estos números han recibido el nombre de *equivalentes;* así 3 decígramos de carbono equivalen químicamente á 100 de mercurio, á 8 de azufre, etc. Decimos, en el mismo sentido, de una máquina de vapor que ejecuta diariamente el trabajo

de 4 caballos ó de 24 hombres; es decir, que el trabajo de esta máquina equivale al de 4 caballos ó de 24 hombres. El estudio del ácido carbónico se continuará mas adelante (164).

110. ÓXIDO DE CARBONO. Cuando el aire llega en cantidad suficiente para la combustion del carbono, se forma constantemente ácido carbónico = CO^2; pero si la cantidad de aire es insuficiente, 3 decígramos de carbon no adquirirán mas que 4 decígramos de oxígeno en lugar de 8, y se producirá un gas que podria considerarse como ácido carbónico á medio formar; es el óxido de carbono = CO. El óxido de carbono es muy deletéreo; se produce cuando el carbon se quema lentamente bajo las cenizas ó sin corriente de aire, ó tambien cuando el carbon está en gran exceso; así las estufas y los braseros de que se hace uso para calentar las habitaciones dan lugar á desprendimientos de ácido carbónico muy perjudiciales á la salud. Sucede lo mismo cuando se cierra la llave de una estufa antes de que el carbon se haya consumido; se impide entonces la entrada de la suficiente cantidad de aire, y el óxido de carbono formado, no pudiendo salir por la chimenea, es impelido á las habitaciones.

El óxido de carbono, producto de una combustion incompleta, arde al aire con una llama azul y se trasforma en ácido carbónico, asimilándose una cantidad de oxígeno igual á aquella con quien estaba en combinacion: CO se convierte en CO^2. La llama azul que se nota con frecuencia sobre un fuego recientemente cubierto de carbon ó sobre una gran masa de combustible incandescente, es producida por la combustion del gas óxido de carbono.

Combustion.

Atribuida hasta 1780 á una sustancia comburente llamada *flogisto;* reconocida por Lavoissier como un fenómeno de oxidacion.

111. CONDICION PRIMERA DE LA COMBUSTION : TIRO. Todas las combustiones verificadas ordinariamente resultan de la combinacion rápida de las materias combustibles con el oxígeno del aire, y deben ser consideradas como fenómenos de oxidacion. Los combustibles quemados ú oxidados, es decir, combinados con el oxígeno, son la mayor parte gaseosos, y forman el humo; han quedado impropios para la combustion. Resulta de aquí que para obtener una buena combustion es menester llevar constantemente nuevo aire sobre el combustible y eliminar el aire que ha servido; es decir, el humo. Se obtiene este doble efecto produciendo una corriente de aire; el *tiro.*

Experiencia. Un pedazo de bujía encendido é introducido en el tubo de una lámpara comun no tarda en apagarse, porque se intercepta el acceso del aire exterior; se apaga del mismo modo si, aun estando el tubo levantado por bajo y permitiendo la entrada del aire, se recubre con una lámina, porque entonces la salida del aire viciado por la combustion es imposible. Si el tubo de la lámpara está colocado sobre dos sostenes de madera ó de ladrillo y abierto por la parte superior (figura 58), la bujía continuará ardiendo, y podremos asegurarnos, aproximando á la parte inferior del tubo una mecha que humee, de que el humo es atraido con el aire en la parte inferior y sale por la superior con el aire que ha servido para la combustion, el cual se ha hecho mas ligero al contacto de la llama.

Se puede aproximar la mano sin inconveniente alguno

muy cerca de la llama de una bujía que arda al aire libre; si, por el contrario, está colocada en un tubo, el calor no podrá tolerarse sino á una gran distancia de la llama. En el primer caso el aire caliente se dispersa algo en todos sentidos; en el segundo está retenido por el tubo; de donde resulta que el aire sale por la parte superior tanto mas deprisa cuanto mas caliente está, y hace llegar entonces á la llama una corriente de aire mas rápida. Los tubos, produciendo el tiro, determinan una combustion mas activa y mas completa, y por consiguiente una llama mas brillante y clara. La chimenea es al fuego lo que el tubo á la llama de una lámpara; es lo que produce el tiro. Se ha visto que las chimeneas estrechas tiran mas que las largas: en efecto; estando el aire mas caliente, sale con mas rapidez, llama otra cantidad mas considerable y determina una combustion mas activa.

Experiencia. Si por medio de una lámina de madera se divide en dos espacios la parte superior del tubo de una lámpara por cima de la llama (figura 59), la bujía continuará ardiendo aunque el aire no pueda llegar por la parte inferior. Se explicará este fenómeno aproximando á la parte superior del tubo una mecha que arroje humo; se verá á este descender por un lado y volver á subir por el otro en la direccion que indican las flechas (figura 59): se produce, pues, una doble corriente de aire desde la parte superior á la inferior y de esta á aquella, que hace llegar á la llama el oxígeno necesario para la combustion; este movimiento se nota ademas por las oscilaciones contínuas de la llama.

112. DOBLE CORRIENTE DE AIRE. En una lámpara encendida ó en una bujía, el aire no puede llegar mas que á la parte exterior de la llama, en cuya superficie se termina la combustion, mientras que en el medio queda un pequeño espacio oscuro. Si se da entrada al aire en el interior de la llama, el espacio oscuro desaparecerá, y la luz será mas viva y mas clara; se consigue esto con facilidad por medio de una mecha circular, hueca en el interior, formando entonces un anillo, al que llega el aire por la cara interna, así como por la ex-

terna (véase en la figura 60 la direccion de las flechas). Las lámparas en que existe esta disposicion han recibido la denominacion de lámparas de Argand, del nombre del inventor. La lámpara de alcohol de doble corriente de Berzelius (figura 61) presenta una disposicion análoga; se usa en química para obtener temperaturas mas elevadas que las que proporciona una lámpara de alcohol ordinaria. La lámpara de Berzelius es de laton y fija en un vástago metálico, á lo largo del cual puede correr; este vástago está provisto ademas de círculos de diferentes dimensiones destinados á sostener los crisoles, cápsulas, etc., que se quieren calentar. Cuando se hace uso de ellos es indispensable dejar entre la mecha y el cuerpo que se va á calentar un espacio suficiente para dar entrada fácil al aire; de otra manera se perderian la mayor parte de las ventajas del aparato. Cuando la lámpara está vacía ó le falta poco, es prudente apagarla antes de introducir en ella nuevo alcohol; porque no solamente podria inflamarse mientras se introduce, sino que, como no se ve cuándo el depósito se llena, el alcohol que saliera podria, al inflamarse, dar lugar á accidentes graves.

113. SEGUNDA CONDICION DE LA COMBUSTION. Para que un cuerpo se inflame y continúe ardiendo *debe comunicársele una temperatura determinada á la cual es necesario conservarle.*

Experiencia. Se coloca sobre el fuego ó á una lámpara de alcohol una jarrita (figura 62) llena de cenizas ó de arena, y se colocan encima algunas cerillas; estas, ó mas bien el fósforo que se halla en el extremo, no se inflamarán sino en el momento en que la temperatura de la arena haya llegado á 65 ó 70°, lo que será fácil de observar con el auxilio de un termómetro.

114. COMBUSTION LENTA Y COMBUSTION VIVA. *Experiencia.* Se arrolla un hilo de platino muy delgado al rededor de un cuerpo cilíndrico, un lapicero por ejemplo, con objeto de formar una hélice. Este hilo de platino, puesto casi incandescente en una lámpara de alcohol, sumergido despues rápidamente en un vaso ligeramente calentado en cuyo fondo

se hayan vertido algunos centímetros cúbicos de alcohol anhidro, permanecerá incandescente; mientras que al aire se enfriaria con prontitud (figura 63). El alcohol experimenta en este caso una combustion lenta, combinándose con una pequeña cantidad de oxígeno, y el calor desarrollado es suficiente para mantener el hilo de platino enrojecido. En la parte superior del vaso se notará un olor ligeramente ácido muy agradable, que procede de una nueva combinacion formada entre el alcohol y el oxígeno, de donde resulta una sustancia que puede considerarse como alcohol á medio quemar. El alcohol inflamado arde con intensidad é integralmente, y los productos de la combustion no tienen olor alguno. Se ve, por consiguiente, formarse dos combinaciones diferentes, segun que la combustion es viva ó lenta; es decir, completa ó incompleta. Fenómenos análogos se observan en los demas cuerpos combustibles; el mal olor que exhalan los cabellos, el papel de estraza ó el trapo quemado, la leche vertida sobre el fuego, proceden de una combustion incompleta; los cuerpos completamente quemados no desprenden olor desagradable.

Si se repite la experiencia anterior reemplazando el alcohol por el éter, este se inflama cuando el hilo de platino adquiere el rojo blanco; el éter no arde á la temperatura roja; esta es, pues, insuficiente para producir la combustion viva de aquel, que no tiene lugar sino despues de una elevacion de temperatura mas considerable; el rojo blanco. Del mismo modo que el fósforo no se inflama sino hacia los 70° y el éter á una temperatura mucho mas elevada todavía, así *todos los cuerpos combustibles no arden con intensidad sino cuando poseen un grado particular de calor*, mas ó menos elevado segun la naturaleza de las sustancias. Los cuerpos en combustion que están por bajo de este grado de calor se apagan. El hierro incandescente continúa ardiendo en el oxígeno, pero no en el aire. En el primer caso la combustion viva mantiene el hierro á la temperatura requerida, mientras que al aire la combustion, cinco veces mas lenta, no desarrolla el suficiente calor

para continuar. El carbon de piedra, y sobre todo el coke, exigen para arder una temperatura mas elevada que la madera; así es menester tener cuidado mantenerlos siempre reunidos en masa en el hogar si se quiere evitar un enfriamiento muy considerable á consecuencia del cual se apagarian; la madera, por el contrario, aun estando esparcida en el hogar continúa ardiendo. Un carbon encendido se apaga con mucha mas rapidez sobre una plancha de hierro que sobre la madera; el hierro, siendo buen conductor, absorbe con mas rapidez el calor que la madera, que es un cuerpo mal conductor. Se puede, aun por medio del hierro, producir un enfriamiento capaz de apagar la llama de una bujía ó de una lámpara de alcohol.

Experiencia. Si se cubre una bujía encendida con una tela metálica de un pedazo de tamiz fino hasta la mitad de la llama, se verá descender á esta como si se hubiera interpuesto una placa de palastro, y no atravesará las mallas de la tela, no dejando mas que pasar el humo (figura 64). Este humo, sin embargo, no es impropio para la combustion, como puede verse inflamándole por cima de la tela metálica. Si no continúa ardiendo por cima del tejido del hilo de hierro, es que este ha enfriado la llama y ha descendido la temperatura por bajo del punto necesario para la combustion; si se calienta este humo aproximándole un cuerpo inflamado, vuelve á empezar á arder, lo que hace tambien espontáneamente cuando la tela metálica se calienta al rojo blanco, porque entonces el enfriamiento de la llama no tiene lugar.

El célebre químico ingles Davy ha sacado partido de esta propiedad de la tela metálica para librar á los operarios de las minas de carbon de piedra de las explosiones que en ellas eran tan frecuentes. En muchas minas, en efecto, se desprende á traves de las hendiduras del carbon de piedra un gas inflamable (gas de los pantanos, hidrógeno protocarbonado) que se esparce en el aire y forma con él una verdadera mezcla detonante. La luz del trabajador determinaba la combinacion de los dos gases y producia una explosion siempre

mortal. Davy ideó rodear la llama de una tela metálica: en ese caso el gas detonante se inflama en el interior de la lámpara, pero no puede comunicarse el fuego á la mezcla exterior; el minero con este aviso tiene tiempo de retirarse de la galería, en donde renueva el aire por medios apropiados. Este instrumento tan ingenioso se ha llamado, debido á su inventor, lámpara de seguridad de Davy.

Productos de la combustion completa. El hidrógeno al quemarse produce agua (87); la combustion del carbon desprende ácido carbónico (63, 109). Estas dos sustancias son los productos que se forman cuando se queman los combustibles que comunmente se usan, porque están compuestos en su mayor parte de hidrógeno y carbono, y estos cuerpos son los que entran en combustion.

Experiencia. Sobre la llama de una bujía se invierte un frasco vacio (figura 65), de tal modo que los gases calientes se eleven en el interior; al poco tiempo las paredes del frasco quedan opacas y se recubren de una película de agua condensada que procede del vapor producido durante la combustion; el humo contiene, pues, el vapor acuoso. Se explica ahora por qué se deposita agua en el exterior de un vaso frio calentado á la lámpara de alcohol. Si se vierte agua de cal en el frasco, separado de la parte superior de la llama, se ve que se enturbia, ponerse lechosa y depositar despues un polvo blanco (carbonato de cal); el humo contiene, pues, tambien ácido carbónico; contiene ademas azoe, parte constitutiva del aire necesario para mantener la combustion, y que no sufriendo alteracion, debe encontrarse en totalidad en el humo. A excepcion de algunas materias sólidas y carbonosas arrastradas por los gases, el humo que sale de las chimeneas en nuestras habitaciones, y que procede de la combustion de la madera ó de la hulla, tiene la misma composicion que el humo invisible que se eleva de una lámpara de alcohol de aceite.

116. COMBUSTION INCOMPLETA. *Experiencia.* Soplando una vela de sebo cuya mecha sea muy larga, se podrá encender

á cierta distancia el humo abundante que se desprende de ella (figura 66). Este humo se compone de gases combustibles producidos por el sebo á una temperatura elevada; es este cuerpo á medio quemar, y que esparce un olor muy desagradable. La vela. despues de apagada, no tiene una temperatura bastante elevada para determinar una combustion completa; esta vuelve á empezar luego que se calienta el humo; es decir, cuando se le aproxima un cuerpo en combustion. El sebo completamente quemado, esto es, trasformado en agua y en ácido carbónico, no esparce olor alguno.

Experiencia. El mismo fenómeno se produce cuando se enfria una llama, por ejemplo cuando se coloca en una lámpara de aceite encendida una cuchara de hierro de modo que se aplaste la llama (figura 67). El hierro no solamente determinará un descenso de temperatura porque es buen conductor del calor, sino que impedirá al mismo tiempo el acceso del aire; una parte del carbono no podrá ya quemarse, y formará sobre la cuchara una capa de hollin. De este modo se obtiene el negro de lámpara empleado por los relojeros para marcar los cuadrantes. Una vela de sebo ardiendo en un aire sereno produce un humo invisible é inodoro; pero si se sopla ligeramente la llama ó se agita en todos sentidos para enfriarla, el humo se hace negro y exhala mal olor. Para ahumar la carne con rapidez, se quema madera verde húmeda, que esparce un humo negro y abundante porque no se calienta á mas de 100°: en los sitios próximos á la humedad, la combustion no tiene pues lugar sino á una temperatura muy baja y es incompleta.

117. GASES COMBUSTIBLES Y LLAMA. *Experiencia.* Para mejor darse cuenta de los productos de la combustion incompleta, se introducen en un tubo de ensayo pedazos pequeños de madera seca. Se le calienta en una lámpara despues de haber cerrado la boca del tubo con un corcho atravesado por un tubito de vidrio ó por el tubo de una pipa de barro (figura 68). Los productos gaseosos salen á traves de este tubo, y si se aproxima una luz arden con una llama muy bri-

llante. Antes de ser inflamados estos gases, exhalan un olor desagradable, que desaparece por completo durante la combustion. *La llama no es pues otra cosa que el resultado de la combustion de los productos gaseosos.* Los cuerpos que no desprenden gases durante la combustion arden sin llama. Queda en el tubo cierta cantidad de carbon que la falta de aire ha impedido quemarse. De esta manera se prepara el gas del alumbrado, calentando la hulla, resinas, etc., en grandes retortas de barro ó de hierro bien fundidas. Una bujía, una lámpara, es un aparato de gas en pequeño.

118. GAS PRODUCIDO POR LA HULLA. *Experiencia.* Se repite la experiencia anterior reemplazando la madera por la hulla en pequeños fragmentos: el gas producido se conducirá debajo del agua por medio de un tubo, á cuya extremidad se recogerá en un frasco (figura 69), como ya se ha hecho anteriormente. Este gas es incoloro y arde con una llama parecida á la del hidrógeno, pero mucho mas brillante; se compone de hidrógeno combinado con cierta cantidad de carbono (hidrógeno carbonado). Durante la combustion las partes constitutivas del gas del alumbrado se combinan con el oxígeno del aire y se trasforman en agua y ácido carbónico. En el tubo queda un residuo de carbon bastante puro: es el coke, que ya conocemos. Si se quisiera preparar cantidades mas considerables de gas, se reemplazaria el tubo por una retorta.

Hidrógenos carbonados. El carbono forma con el hidrógeno un número considerable de compuestos diferentes, que los dos mas conocidos: son el gas ligero, *hidrógeno protocarbonado* (C^2H^4), que se desprende en las minas de carbon de piedra y se produce en todos aquellos sitios en que hay materias vegetales en descomposicion bajo del agua (gas de los pantanos, 445); y el gas hidrógeno bicarbonado (C^4H^4), llamado tambien gas oleificante (502), mas pesado que el anterior, que contiene una gran proporcion de hidrógeno. La mezcla de estos dos cuerpos constituye en gran parte el gas del alumbrado.

119. BREA Y VINAGRE DE MADERA. Se calientan fragmentos

de madera en una retorta puesta en comunicacion con un frasco sumergido en agua y provisto de un corcho con dos agujeros; uno destinado á recibir el tubo abductor de la retorta, que va á sumergirse en el fondo del frasco, y el otro un extremo del tubo, que permite el desprendimiento de los gases combustibles (figura 70). Al mismo tiempo que sale el gas del alumbrado, se condensa en el frasco un producto que se separa en dos líquidos diferentes; el uno, negro y resinoso, sobrenada; el otro es menos coloreado y mas líquido. El primero es brea de madera, resinoso, insoluble por consiguiente en agua; el segundo ha recibido el nombre de vinagre de madera; tiene un sabor ácido, y en efecto constituye un ácido, como puede verse por su reaccion sobre el papel azul de tornasol. El gas del alumbrado, la brea y el vinagre de madera no preexistian en esta; han sido formados de sus elementos (carbono, hidrógeno, oxígeno), bajo la influencia del calórico. Estos nuevos compuestos son los productos de la combustion incompleta (destilacion seca) de la madera. El hidrógeno domina en el gas del alumbrado; el oxígeno en el vinagre de madera; el carbono en la brea. De estas tres sustancias no se quema sino la mitad; pueden experimentar al aire una combustion mas completa, y trasformarse del mismo modo que la madera, de quien han sido producidas, en ácido carbónico y agua. En las estufas y chimeneas hay siempre cierta cantidad de madera que arde incompletamente; de ahí resultan los productos que se depositan bajo la forma de hollin en los cañones de las chimeneas. Este hollin contiene mucho carbon, brea y aun vinagre de madera.

Destilacion seca. La descomposicion parcial de los cuerpos por el calor en vaso cerrado, operacion durante la que se forman con frecuencia productos líquidos, ha recibido el nombre de *destilacion seca;* los líquidos producidos tienen en general antes de su purificacion un olor y sabor particulares de quemado (empireumático).

120. ÓRDEN SEGUN EL CUAL TIENE LUGAR LA COMBUSTION. Se ha visto por lo que precede que el hidrógeno arde muy fá-

cilmente y con llama; el carbono mas difícilmente y sin llama; se puede ahora explicar por qué los combustibles no se queman con llama sino al principio de la combustion, y son solamente incandescentes hacia el fin: el hidrógeno, ó mas bien los productos gaseosos muy hidrogenados que se forman, arden inmediatamente con llama, y no es sino en segundo lugar cuando se verifica la combustion sin llama del carbon sólido. Se observa esta sucesion en todos los combustibles en que entra el hidrógeno y el carbono: las cerillas son un ejemplo de ello.

121. LLAMA DE LA LÁMPARA DE ALCOHOL. La llama de una lámpara de espíritu de vino está formada de dos partes bien distintas; la una interior, que tiene el aspecto de una almendra oscura, es el vapor del alcohol; la otra, que envuelve á la primera por todas partes, es el mismo vapor, pero en combinacion con el oxígeno del aire. La forma adelgazada de la llama está determinada por la ascension de los gases calientes producidos durante la combustion y llegada del aire frio á la parte inferior de la llama. El alcohol se eleva en la mecha por la fuerza capilar (106); la llama producida es poco brillante; pero se hace mas si se suspende en ella un hilo de hierro ó cualquier otro cuerpo en incandescencia. Si se hace pasar un hilo de hierro por el eje mismo de la llama, se le ve enrojecido en los dos puntos en que atraviesa la zona exterior, mientras que queda oscuro en el centro; la llama está pues mas caliente en la parte exterior que en la interior. El punto de la llama donde la temperatura es mas elevada, se indica por la posicion del hilo de hierro (figura 71): los cuerpos que se quieren calentar no deben introducirse nunca mas dentro. Podemos convencernos de la baja temperatura del centro de la llama colocando en ella un fragmento de madera ó una cerilla de la que se haya quitado el fósforo: se la verá encenderse en la parte exterior de la llama, mientras que la madera permanecerá blanca ó no se encenderá sino mucho mas tarde en la parte oscura.

122. LLAMA DE LA BUJÍA. En la llama de una bujía, de una

cerilla ó de una lámpara de aceite, se distinguen claramente tres zonas diferentes; en el centro *a* (figura 72) el cono oscuro de gas (sebo descompuesto); inmediatamente despues la parte brillante *b* producida por el hidrógeno en combustion, cargado de partículas de carbon enrojecido al rojo blanco; por último, en el exterior una zona *c* apenas visible en la que se verifica la combustion del carbon. Suponiendo una seccion de la llama pasando por estas tres capas, se podrá representar el fenómeno de una manera bastante exacta por medio de la figura 73. El círculo interior está formado por el carburo de hidrógeno ó gas del alumbrado, cuyo hidrógeno arde en primer lugar; la intensidad del calor lleva al carbon á la incandescencia en la segunda zona; y por último, en el círculo exterior se verifica la combustion del carbon. El carbon, incandescente en la segunda zona de la llama, permite á esta lucir de la misma manera que el hilo enrojecido hacía brillante la llama del alcohol. Si se introduce en la llama una lámina metálica fria, una parte del carbon incandescente se enfriará lo bastante para no poder quemarse, y el metal se cubrirá de negro de humo. Un hilo de hierro de cierto diámetro suspendido en la llama, se enrojecerá en las partes externas, y no solo no llegará á esta temperatura en el interior, sino que se cubrirá de una capa de negro de humo.

Estas diversas experiencias nos demuestran que el brillo de la llama es siempre debido á un cuerpo sólido, ordinariamente carbon, que se pone incandescente. Si el color no es intenso, la llama es rojiza, porque el carbono no se calienta sino al rojo; es, por el contrario, blanca y brillante, si la temperatura de la llama es suficiente para que adquiera el carbono el rojo blanco.

Los cuatro cuerpos que acaban de estudiarse constituyen casi esencialmente las plantas y los órganos del cuerpo de los animales; se puede por esta razon darles el nombre de *organógenos* (productores de las sustancias orgánicas).

RESÚMEN.

1.° Del mismo modo que distinguimos en nosotros un cuerpo y un alma, se distinguen en la naturaleza la materia y las fuerzas.

2.° Todos los cuerpos son pesados. El peso absoluto indica cuánto pesa un cuerpo en el aire; el peso específico cuántas veces tal cuerpo es mas ó menos ligero que un volúmen igual de otro cuerpo.

3.° Se conocen los cuerpos bajo tres estados diferentes de agregacion, que son: sólido, líquido y gaseoso.

4.° La tierra puede servir de símbolo para los sólidos, el agua para los líquidos y el aire para los gases. El fuego (luz y calor) será el símbolo de las fuerzas puestas en juego por la naturaleza.

5.° Las partículas infinitamente pequeñas cuya reunion constituye los cuerpos, están unidas por una fuerza llamada *cohesion;* su accion es muy enérgica en los sólidos y nula en los gases.

6.° La accion de esta fuerza disminuye por el calor y aumenta por el enfriamiento; bajo la influencia del calor los cuerpos se dilatan, sus partículas se separan unas de otras; el enfriamiento, por el contrario, las contrae, y el cuerpo ocupa menor espacio.

7.° El calor modifica el estado de agregacion de los cuerpos; liquida los sólidos y trasforma en gases los líquidos (evaporacion, ebullicion).

8.° Por el enfriamiento los cuerpos gaseosos pueden tomar el estado líquido (destilacion, lluvia) y los líquidos solidificarse (hielo).

9.° Durante la fusion ó la evaporacion de los cuerpos, cierta cantidad de calor entra en combinacion; se hace latente (produccion de frio). La solidificacion de los líquidos ó

la condensacion de los cuerpos gaseosos pone el calor en libertad (produccion del calórico).

10. Todos los cuerpos contienen calor latente; los líquidos menos que los gases.

11. Los cuerpos sólidos pueden liquidarse por disolucion. Si se separa de la solucion bajo una forma regular cristalizan. La formacion de los cristales exige el libre movimiento de las moléculas.

12. Los cuerpos gaseosos que adquieren fácilmente el estado líquido por el enfriamiento, se llaman vapores; los que no se liquidan ó lo hacen con mucha dificultad han recibido el nombre de gases.

13. La cohesion de los cuerpos puede destruirse por medios mécanicos; pero la sustancia en sí misma, su composicion, no experimenta modificacion alguna; estas se llaman *trasformaciones mecánicas.*

14. A consecuencia de algunas modificaciones, los cuerpos pueden perder sus propiedades, su aspecto, y trasformarse de tal modo que no se reconozca carácter alguno de la sustancia primitiva; estas son las *trasformaciones químicas.*

15. Se considera como causa de estas modificaciones una fuerza que obra en los diversos cuerpos con mas ó menos energía; la *afinidad.* En las sustancias que carecen de vida, esta fuerza obra sola y libremente; en los seres vivientes, plantas ó animales, está dirigida por la fuerza vital.

16. La afinidad no obra por contacto sino cuando las moléculas se unen lo mas íntimamente posible.

17. Es tanto mas enérgica cuanto mayor es el antagonismo entre los dos cuerpos, y tanto menor cuanta mas analogía hay entre sus propiedades.

18. Las trasformaciones químicas pueden ser de dos clases; tienen lugar, ó por la combinacion de los cuerpos simples produciendo una sustancia compuesta (síntesis), ó por la separacion de los cuerpos compuestos en sus elementos (análisis).

19. El análisis conduce al aislamiento de cuerpos cuya

separacion ulterior es imposible en el estado actual de nuestros conocimientos; se conocen de estos 61. Un cuerpo simple no puede trasformarse en otro cuerpo simple.

20. La corriente eléctrica ó galvánica puede, si es fuerte, separar en sus elementos todos los compuestos conductores de la electricidad.

21. A medida que el calor aumenta, la afinidad de los cuerpos disminuye entre sí; nos servimos de dicho agente para producir combinaciones y descomposiciones.

22. Todas las combinaciones químicas se verifican por peso ó por volúmenes determinados. Esta ley rige igualmente las combinaciones diversas qne pueden existir entre dos cuerpos (grados de oxidacion, etc.).

23. Casi todas las combinaciones químicas dan lugar á un desprendimiento de calor que llega á veces á la incandescencia (combustion).

24. Lo que llamamos vulgarmente combustion no es otra cosa que la combinacion del carbono y el hidrógeno con el oxígeno del aire; una *oxidacion.*

25. *Oxidar* significa combinar un cuerpo con el oxígeno; el cuerpo combinado con el oxígeno recibe el nombre de óxido (en el sentido mas general).

26. Hay dos especies de óxido que gozan de propiedades diametralmente opuestas; los *ácidos* y las *bases.* Los metaloides, combinándose con el oxígeno, producen de preferencia ácidos; y los metales, bases (óxidos en el sentido mas estricto).

27. Las bases y los ácidos tienen entre sí una gran afinidad; cuando se encuentran en presencia las propiedades ácidas de los unos y las básicas de los otros, desaparecen en la mayor parte de los casos de una manera completa (neutralizacion). El cuerpo que resulta de esta accion es una sal.

28. Los cuerpos simples ó elementos se designan por las iniciales de sus nombres latinos; con estas letras se escriben las *fórmulas químicas*, que permiten representar de una manera abreviada la composicion de las sustancias.

SEGUNDO GRUPO DE LOS METALOIDES.

Azufre (S).

Equivalente = 16 ó 200. Densidad = 2,045.

Conocido desde la mas remota antigüedad.

123. EL AZUFRE NO TIENE SABOR NI OLOR. El azufre amarillo, que por su inflamabilidad se emplea en los usos domésticos para producir luz, está desprovisto de sabor. Es insípido, porque es insoluble en agua; un pedazo de azufre no experimenta modificacion alguna en el agua fria ni en la caliente. Se encuentra en general sabor en aquellos cuerpos que son solubles en el agua, y por consiguiente tambien en la saliva, como el azúcar, la sal; pero nunca en los cuerpos insolubles, como la sílice, carbon, almidon, etc. El azufre no tiene olor porque no produce vapor á la temperatura ordinaria, y no percibimos el olor de un cuerpo sino cuando es volátil; es decir, que emite vapores ó gases capaces de afectar la mucosa nasal.

124. EL AZUFRE ES FUSIBLE. Si en una vasija pequeña de barro cocido se calientan por medio de la lámpara de alcohol 50 ó 100 gramos de azufre, este último entra en fusion cuando adquiere una temperatura un poco mas elevada que la del agua hirviendo á 110°, y forma un líquido parduzco muy fluido. Si se vierte una parte de él en agua fria, se trasforma en azufre sólido amarillo, que bien desecado y vuelto á colocar en la vasija, caerá al fondo; el azufre sólido es, por consiguiente, como la generalidad de los cuerpos, mas denso que líquido: el hielo solamente hace excepcion, pues sobrenada en el agua.

125. CRISTALIZACION DE LOS CUERPOS EN FUSION. El azufre es *cristalizable*. Dejando enfriar el vaso que contiene el azufre hasta que se haya formado en la superficie del líquido una

costra sólida, se perfora esta, y se invierte la vasija para dar salida al azufre líquido que hay en el interior. Rompiendo el vaso despues del enfriamiento, se verá el espacio vacío que se ha producido tapizado de cristales largos, prismáticos, que tienen la forma indicada en la figura 74, y que se llama *prisma romboidal oblicuo*. Este es el segundo método para obtener los cuerpos cristalizados; se distingue del nitro y de la sal marina (50 52) en que estos últimos han tomado la forma líquida por medio de un disolvente, mientras que el azufre se ha liquidado únicamente por el auxilio del calor.

Textura cristalina. El azufre que se deja enfriar sin decantar la parte todavía líquida, despues de un enfriamiento parcial, se trasforma en una masa sólida que en manera alguna está formada de cristales como anteriormente; pero sí hay gran cantidad de estos que se hallan en contacto unos con otros y entrelazados, formando una masa compacta que no deja espacio vacío alguno. Un pedazo de este azufre partido, ofrece una fractura con reflejos brillantes; es el efecto de la reflexion de la luz en las paredes pulimentadas de los cristalitos. Los cuerpos de esta naturaleza han recibido el nombre de *cristalinos*; se dice que tienen textura cristalina.

126. DIMORFISMO DEL AZUFRE. En el interior de la tierra, sobre todo en los sitios donde existen volcanes que han estado ó están todavía en actividad, se encuentran frecuentemente depósitos bastante considerables de azufre (azufre nativo); las hendiduras están á veces tapizadas de cristales magníficos, que la accion lenta de la naturaleza ha podido producir en miles de años.

Estos cristales de azufre natural tienen una configuracion diferente de la que presentan los cristales obtenidos por via de fusion. Tienen la forma de dos pirámides cuadrangulares reunidas por sus bases (figura 75); se les llama *octaedros romboidales*, porque tienen ocho caras triangulares y la base de las dos pirámides es un paralelógramo. Se obtiene el azufre bajo esta misma forma cuando los cristales se depositan á la temperatura ordinaria, por evaporacion lenta de una disolu-

cion en el sulfuro de carbono. El azufre goza tambien de la propiedad que hemos reconocido en el carbono á propósito del diamante y del grafito; adquiere igualmente dos formas cristalinas distintas; es *dimorfo*.

127. AZUFRE AMORFO. *Experiencia.* Las formas del azufre, sin embargo, no se reducen á dos solamente; goza de la propiedad de adquirir una tercera que no es una forma regular. Se llena de azufre pulverizado un tubo sostenido sobre la llama de una lámpara de alcohol (figura 76); el volúmen de la materia disminuye hasta el punto que, cuando está fundida, no llena mas que la mitad del tubo. El azufre fundido es primero muy líquido, como el agua, á 115°; si se continúa calentando se hace mas viscoso, y llega un momento, á los 200°, en que podrá invertirse el tubo sin que se vierta. Calentado mas, adquiere un poco mayor fluidez, y vertido entonces en agua fria se coagula en una masa blanda, elástica, que no adquiere su dureza sino al cabo de algunos dias. El azufre en este estado, en que se asemeja al vidrio fundido, se llama del mismo modo que todos los cuerpos cuando tienen una textura vítrea; *amorfo:* esto es, sin forma, porque no se puede distinguir en ellos forma alguna determinada. La goma, la resina, la gelatina, etc., son cuerpos amorfos de fractura vítrea.

Estado alotrópico del azufre. Por fusiones y enfriamientos bruscos y repetidos frecuentemente, puede producirse para el azufre un estado alotrópico, en el cual sus propiedades son sensiblemente diferentes de las que habitualmente posee. Las mas notables de estas modificaciones son el azufre negro y el azufre rojo. (1)

128. FLOR DE AZUFRE. *Experiencia.* Calentando mas el azufre en el tubo hasta 400°, es decir, cuatro veces la temperatura del agua hirviendo, aquel entra en ebullicion y se tras-

(1) Berthellot admite dos estados alotrópicos del azufre; electro-positivo y electro-negativo: y Berzelius tres, llamados *a b q*. *Véase Recherches sur le soufre par Berthellot, Annales de chimie, tomo XLIX, p.* 430.

(N. del T.)

forma en un vapor de color pardo rojizo; es el *azufre en vapor:* puede, por consiguiente, lo mismo que el agua, pasar por los tres estados de agregacion (sólido, líquido y gaseoso). El azufre sólido es dos veces mas denso que el agua; el vapor de azufre á 500° es seis veces y media mas pesado que el aire atmosférico. En el interior del tubo el vapor es pardo rojizo y trasparente; en el exterior se presenta bajo la forma de un humo amarillo, porque en el aire frio el azufre vuelve á adquirir el estado sólido. Dirigido por medio de un tubo ancho y corto á un vaso rodeado de agua fria, este vapor se condensa en él bajo la forma de un polvo muy tenue que ha recibido el nombre de *flor de azufre.* En la industria esta condensacion se hace en grandes cámaras: la operacion, que consiste en volatilizar un cuerpo para condensarle bajo la forma sólida, se llama sublimacion. En la destilacion el vapor condensado es líquido; en la sublimacion es sólido.

Azufre en cañon. Si no se enfria el recipiente, como se ha dicho antes, se irá este calentando poco á poco hasta que el azufre se condense en el estado líquido. De esta manera es como se purifica el azufre en grande; las partes terrosas fijas quedan en la caldera, mientras que el azufre se volatiza y se condensa en grandes cámaras. Este último, fundido, se recibe en moldes de madera ligeramente cónicos, y constituye lo que se llama azufre en cañon ó en canutillo.

129. AZUFRE PRECIPITADO. En una capsulita (figura 77) que contenga una pequeña cantidad de lejía de sosa (lejía de jaboneros) se coloca uno ó dos gramos de flor de azufre; despues de cierto tiempo de ebullicion, una parte de este se disuelve, y el líquido toma una tinta parda. La solucion abandonada al reposo se aclara; se decanta en un vaso, diluida en agua con la adicion de vinagre ú otro ácido, hasta que enrojezca el tornasol; se enturbia y toma un aspecto lechoso, debido al azufre puesto en libertad en un estado tal de division, que las partículas se mantienen en suspension en el agua durante algun tiempo antes de depositarse. Se recoge sobre un filtro, se lava con un poco de agua, y se tiene en-

tonces azufre en el estado de division mayor que se puede obtener; es el *azufre precipitado*. Esta tenuidad es debida al líquido interpuesto entre las partículas infinitamente pequeñas de azufre en el momento en que ha sido puesto en libertad. En ese estado de division, el azufre es sensiblemente blanco con una tinta amarillenta; vuelve á tomar su color natural por la fusion. Se usa frecuentemente la precipitacion en química para obtener cuerpos muy divididos; están entonces generalmente al estado de polvo amorfo.

La disolucion del azufre en el líquido alcalino no tiene lugar de una manera tan sencilla como la del azúcar ó de una sal en el agua. Se forman como productos accesorios con el auxilio de los elementos del agua diferentes combinaciones del azufre; una de ellas, el ácido sulfhídrico, HS es gaseoso y produce ese olor desagradable que se nota añadiendo vinagre á la disolucion: el vinagre se combina con el álcali de la lejía, que desde aquel momento no puede tener el azufre en disolucion.

130. COMBUSTION DEL AZUFRE. *Experiencia.* Calentado en un vaso abierto, una cuchara de hierro, por ejemplo, ó puesto en contacto con un cuerpo inflamado, el azufre arde con una llama azul, es decir, se combina con el oxígeno del aire y produce, como hemos ya visto anteriormente (64), un gas de olor sofocante; el ácido sulfuroso (SO^2). Este ácido, fijando tambien un equivalente de oxígeno, se trasforma en ácido sulfúrico, cuerpo de que se hace gran uso en las artes.

La propiedad del azufre de inflamarse y continuar ardiendo á una temperatura poco elevada, le hace emplear en muchos casos como intermedio para que los cuerpos ardan con mas dificultad aun á temperaturas superiores á las necesarias para su inflamacion (mechas sulfuradas, cerillas, pólvora de cañon, fuego de artificio, etc).

131. El azufre es despues del óxígeno el cuerpo que tiene mas afinidad para los demas elementos, con la mayor parte de los cuales puede entrar en combinacion.

Combustion del cobre en el azufre. Experiencia. Se hace her-

vir algunos gramos de azufre en un tubo de ensayo (figura 78); cuando este se encuentra lleno de vapor, se sumerge en él una lámina de cobre muy delgada; esta al momento se pone incandescente y pierde su brillo; cuando se la separa es quebradiza y pesa próximamente cuatro veces mas. El cuerpo nuevo así obtenido, cristalino y de un color gris, es *sulfuro de cobre*. Los dos cuerpos están íntimamente combinados entre sí, y han perdido sus propiedades características. La temperatura elevada producida durante la combinacion confirma esa ley, que todos los cuerpos producen calor combinándose; pero en la mayor parte de los casos esta emision no es bastante enérgica para producir incandescencia ó combustion.

Del mismo modo se pueden convertir casi todos los metales en sulfuros. Estos cuerpos se encuentran ademas en gran cantidad en la naturaleza, en donde constituyen á veces minerales muy importantes. Han recibido diferentes nombres; galena, blenda, piritas, etc., segun los metales que se encuentran combinados con el azufre. La materia amarilla, dura y brillante, que se encuentra con frecuencia en la hulla, no es otra cosa que sulfuro de hierro; el cinabrio es sulfuro de mercurio, etc. El sulfuro de cobre forma un mineral muy importante; asociado con frecuencia al sulfuro de hierro forma la pirita cuprosa ó el cobre penacheado.

Sulfuro de hierro. Experiencia. 75 gramos de limaduras de hierro íntimamente mezclados con 50 gramos de flor de azufre, y humedecidos con 50 gramos próximamente de agua, se colocan en un pequeño lebrillo en un sitio caliente; la masa no tarda en calentarse; el agua se evapora, y queda al cabo de media hora un polvo negro en donde no hay ni hierro ni azufre: los dos cuerpos han entrado en combinacion para producir el sulfuro de hierro. Sin agua esta mezcla no se combinaria, á no ser á una temperatura muy elevada; el agua determina la combinacion porque pone en contacto mas íntimo las partículas de hierro y de azufre; no obra sino como intermedio, sin entrar á formar parte del nuevo compuesto.

Grados de sulfuracion. El azufre tiene una gran analogía con el oxígeno; como él tiene la propiedad de combinarse con otros cuerpos en proporciones diferentes, pero constantes para cada uno de los compuestos. Cuando hay exceso de una ó de otra sustancia, este exceso queda sin entrar en la combinacion. Se conocen hoy siete combinaciones diferentes, cuya composicion se ha determinado, entre el azufre y el hierro. Para designarles se coloca delante de la palabra sulfuro las mismas partículas que delante de la palabra óxido para los compuestos oxigenados; así se dice:

Subsulfuro de hierro.
Protosulfuro de hierro.
Sesquisulfuro de hierro.
Bisulfuro de hierro.
Persulfuro de hierro.

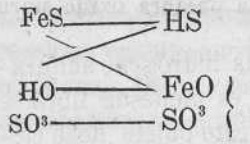
Las fórmulas se escriben como las de los óxidos, reemplazando O por S, símbolo del azufre.

Hidrógeno sulfurado ó ácido sulfhídrico (HS).

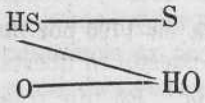
Su composicion ha sido determinada en 1796 por Berthollet.

132. AZUFRE É HIDRÓGENO. *Experiencia.* En un frasco de 150 centímetros cúbicos próximamente se introducen 20 gramos de sulfuro de hierro (FeS) y 20 gramos de ácido sulfúrico diluido (84); se cierra en seguida el frasco por medio de un corcho atravesado por un tubo de dos curvaturas, cuya rama mas larga se introduce hasta el fondo de otro frasco lleno de agua (figura 79).

El aire contenido en el primer frasco es expulsado; despues se desprende un gas que tiene un olor muy desagradable, parecido al de los huevos podridos: este gas ha recibido el nombre de hidrógeno sulfurado, ó ácido sulfhídrico. La reaccion es la misma que la que tiene lugar en la preparacion del hidrógeno por medio del hierro (83). El agua es descompuesta; el oxígeno se dirige al hierro y le trasforma en protóxido, que se une al ácido sulfúrico para formar el sulfato de hierro: el hidrógeno se combina con el azufre puesto en libertad, y se marcha bajo la forma gaseosa. El hidrógeno, que es un gas permanente, goza de la propiedad de hacer tomar el estado gaseoso á cuerpos fijos ó poco volátiles, cuando se combinan con él. El carbono mismo, que no puede fundirse y todavía menos volatilizarse, se convierte en un gas muy ligero cuando está combinado con el hidrógeno, como sucede en el gas de los pantanos.



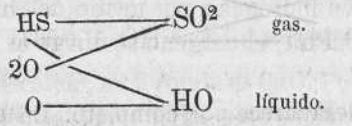
Solubilidad del hidrógeno sulfurado. Cuando el desprendimiento gaseoso cesa, se añade ácido sulfúrico para provocarle de nuevo. Se reconoce que el agua del segundo frasco (figura 79) está saturada de ácido sulfhídrico, si, cuando se la agita, el dedo con que se tapa la boca, lejos de ser atraido hacia el interior, es, por el contrario, repelido fuera; 1 volúmen de agua tiene entonces 2 y ½ volúmenes de hidrógeno sulfurado. Esta solucion se conserva en frascos pequeños, llenos y bien tapados; pues de otra manera, el oxígeno del aire se combinaria poco á poco con el hidrógeno del ácido sulfúrico para formar agua, mientras que el azufre se depositaria en polvo muy tenue.



El hidrógeno sulfurado es combustible. Si durante el desprendimiento se separa el frasco lleno de agua, el gas puede in-

flamarse en la extremidad del tubo: arde con una llama azul; el olor fétido desaparece, y es sustituido por el olor picante del azufre quemado.

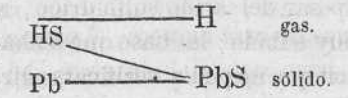
Los dos cuerpos que entran en la composicion del hidrógeno sulfurado se combinan con el oxígeno del aire; se queman: el azufre da orígen al ácido sulfuroso y el hidrógeno al agua.



El hidrógeno sulfurado es tóxico. El gas hidrógeno sulfurado es un veneno; por consiguiente, es menester librarse cuanto sea posible de respirarle. Con este objeto debe elegirse para hacer esta experiencia un sitio bien aireado, ó colocar delante de la boca una tela impregnada de alcohol.

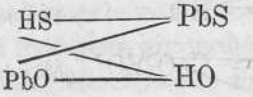
El hidrógeno sulfurado es un ácido. Enrojece el papel azul de tornasol, y puede combinarse con ciertas bases. Se le llama alguna vez ácido hidrothiónico (del griego ὕδωρ, agua y θειον, azufre), pero mas comunmente ácido sulfhídrico. Se ve, pues, que el oxígeno no es el único que tiene la propiedad de engendrar ácidos; el hidrógeno puede producirlos tambien, pero solamente con un corto número de cuerpos.

133. EXPERIENCIAS CON EL HIDRÓGENO SULFURADO. *Combinacion con los metales. Experiencia a.* Si sobre unas láminas de plata, de cobre, de plomo y de hierro, se vierten algunas gotas de una solucion de ácido sulfhídrico, se ve inmediatamente empañarse los tres primeros metales y quedarse completamente negros; se combinan con el azufre y forman sulfuros, mientras que el hidrógeno es puesto en libertad: el hierro, por el contrario, no experimenta el menor cambio. En la representacion de la reaccion, P*b* es el símbolo del plomo.

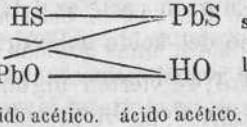


Combinacion con los óxidos metálicos. Experiencia b. En un tubo de ensayo se introduce una corta cantidad de litargirio (óxido de plomo); en otro, orin de hierro calcinado; y en los

dos, agua saturada de ácido sulfhídrico. El litargirio se ennegrece en seguida en el primer tubo; se efectúa un cambio entre los dos compuestos; el hidrógeno abandona su azufre al plomo del litargirio, mientras que el oxígeno de este se dirige al hidrógeno. Se obtiene de este modo sulfuro de plomo y agua, y el mal olor desaparece por completo. En el segundo tubo, la desinfeccion no tiene lugar, y el color del orin no experimenta cambio alguno, lo que prueba que no ha habido trasformacion química.

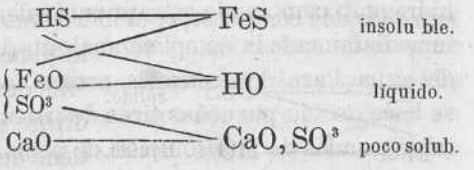


Acido sulfhídrico y sales. Experiencia c. Se repite la misma experiencia, sustituyendo al litargirio una pequeña cantidad de acetato de plomo, y al orin de hierro sulfato ferroso y algunas gotas de vinagre; las dos sales se disuelven en gran cantidad de agua. En presencia del ácido sulfhídrico, el resultado será el mismo que en la experiencia anterior. El acetato de plomo está compuesto de ácido acético y óxido de plomo; este, á pesar de su estado extremo de division, se trasforma en sulfuro negro, que se deposita en el fondo del vaso, ó si está en pequeña cantidad, da solo una tinta parda al líquido, en el cual queda el ácido acético en libertad.



Experiencia d. Si se añade un poco de agua de cal ó de sosa á la solucion de sulfato ferroso, que ha quedado limpia á pesar del ácido sulfhídrico, adquiere al instante una tinta muy subida: la base que se ha añadido determina la reaccion que no podia verificarse directamante. El ácido sulfúrico tiene para el óxido ferroso una gran afinidad; así es que no es desalojado de él sino cuando existe en presencia de otra base, con la cual tiende á combinarse. La sosa y la cal están en este caso: se las puede considerar como bases mas

enérgicas que el óxido ferroso. Este, puesto en libertad en presencia del ácido sulfhídrico, experimenta la misma trasformacion y pasa al estado de sulfuro, como el plomo anteriormente. La cal es el óxido de calcio; su fórmula es CaO. Podemos sacar de estas tres experiencias los principios siguientes:



a) El azufre tiene igualmente por via húmeda, es decir, en disolucion, una gran afinidad para los metales; trasforma sus óxidos y sus sales en sulfuros.

b) *El ácido sulfhídrico es un reactivo.* La mayor parte de los sulfuros metálicos son insolubles en agua; nos ofrecen de este modo un medio fácil de precipitarles en sus disoluciones, de donde se les separa despues por filtracion. Si existe un vinagre que contenga cobre, se añade ácido sulfhídrico; el metal se precipita bajo la forma de un polvo negro, sulfuro de cobre, y el líquido filtrado estará exento de él. Muchos sulfuros metálicos son negros; otros afectan diversos colores: el sulfuro antimónico es anaranjado; el sulfuro de arsénico, amarillo; el sulfuro de zinc, blanco. En gran parte es debido á estas diferencias de color el empleo del ácido sulfhídrico como reactivo; es decir, por producir reacciones características que permiten distinguir muchos metales. Un vino blanco que contenga plomo, quedará negro, ó al menos pardo, por una adicion de ácido sulfhídrico (para los vinos rojos, la reaccion directa no es ya posible: está oculta por el color).

c) Muchos metales son precipitados directamente al estado de sulfuros por la adicion del ácido sulfhídrico; tales son: el cobre, plata, oro, plomo, mercurio, estaño, antimonio, arsénico. Otros no se precipitan sino en presencia de una base; tales son: el hierro, zinc, manganeso, cobalto y nickel. El ácido sulfhídrico puede, por consiguiente, servir para separar los diferentes metales: así se le emplea con éxito en la análisis química.

134. COMPOSICION DEL ÁCIDO SULFHÍDRICO. La fórmula dada antes para el ácido sulfhídrico es HS ó un equivalente de hidrógeno combinado con un equivalente de azufre. Se nota inmediatamente la completa analogía entre esta fórmula y la del agua. Para demostrar la presencia del ácido sulfhídrico, se hace uso de pequeñas tiras de papel blanco, previamente impregnadas de una solucion de acetato plúmbico: adquieren una tinta parda ó negra, si se introducen en una atmósfera que contenga hidrógeno sulfurado.

135. EL ÁCIDO SULFHÍDRICO SE DESPRENDE DE LOS CUERPOS EN PUTREFACCION. Se sabe que las materias animales en via de putrefaccion desprenden un olor de huevos podridos, que no es otro que el ácido sulfhídrico, producido por la combinacion del azufre, contenido en la mayor parte de las materias animales, con el hidrógeno del agua. Esta emanacion quita su brillo á muchos metales, principalmente el cobre y la plata: se forma en su superficie una capa de sulfuro. El azufre existe tambien en ciertos productos vegetales, sobre todo en las semillas de las leguminosas, tales como los guisantes, judías, etc., así como en ciertas plantas de sabor acre, como la mostaza, el rábano, etc. Estas materias en putrefaccion desprenden tambien ácido sulfhídrico.

136. ORÍGENES NATURALES DE ÁCIDO SULFHÍDRICO. El gas ácido sulfhídrico se encuentra alguna vez en disolucion en las aguas de manantiales, y se le reconoce por el olor y el sabor de estas. Muchos de este género son célebres; tal es la fuente caliente de Aix-la-Chapelle, (1) cuyas aguas sulfurosas se emplean en medicina. Un extremo de tubo podrido puede alguna vez, en un conducto de madera, comunicar olor sulfuroso á una agua que contenga yeso: basta en este caso cambiar el tubo para hacerla potable.

137. SULFURO DE CARBONO. El sulfuro de carbono CS^2, lla-

(1) En España tenemos una porcion de aguas sulfurosas; tales son las del Molar, Ontaneda, etc., etc.

(N. del T.)

mado en otro tiempo alcohol de azufre, es un líquido muy movible, inodoro, muy volátil y de un olor nauseabundo. Se obtiene haciendo pasar azufre en vapor por el carbon enrojecido; es una verdadera combustion del carbon en el vapor de azufre. El sulfuro de carbono disuelve fácilmente el azufre y el fósforo, por lo que se le ha empleado para el análisis de la pólvora; se hace de él tambien algun uso en medicina para fricciones. Cuando se le quiere conservar, es preciso, ademas de ser vasos cerrados, cubrirlos de una capa de agua que impida su volatilizacion. (1)

Selenio (Se).

Descubierto por Berzelius en 1817.

Teluro (Te).

Descubierto por Müller de Reichenstein en 1782.

Estos dos cuerpos, que tienen con el azufre las mayores analogías, son muy raros, y sus combinaciones son en todo parecidas á las del azufre.

Fósforo (Ph).

Equivalente = 31 ó 387,5. Densidad = 1,84

Descubierto en 1669 por Brant, y mas tarde por Kunkel, en la orina; en 1769 por Gahn y Scheele, en los huesos.

138. PRECAUCIONES QUE EXIGE EL FÓSFORO. En las experiencias con el fósforo es menester sobre todo evitar que se inflame en un momento inoportuno, porque continúa quemándose con intensidad, y las heridas que hace son peligro-

(1) El sulfuro de carbono, fabricado hoy en grande, es muy empleado para la volcanizacion y disolucion del caotchouc; se usa tambien para la extraccion de las materias grasas.

sas y difíciles de curar. El fósforo, sobretodo en verano, puede inflamarse espontáneamente, cuando se abandona á sí mismo sobre un papel, ó al contacto de los dedos: así, es indispensable conservarle y dividirle debajo del agua. Cuando se quiere sacar del líquido, hay necesidad de cogerle con pinzas ó pincharle con el extremo de un alambre de hierro, teniendo cuidado no tomar nunca grandes cantidades á la vez, y tener siempre al lado un vaso lleno de agua, para sumergir en él el fósforo en el caso en que se inflamase.

139. PROPIEDADES DEL FÓSFORO. Las propiedades del fósforo tienen una gran analogía con las del azufre; no sucede lo mismo bajo el punto de vista de las combinaciones que colocan al primero entre el azoe y el arsénico. El fósforo se funde, hierve, destila y arde, del mismo modo que el azufre, pero mucho mas fácilmente y con mas rapidez. Es frágil en invierno; blando, por el contrario, como la cera, en el verano. Puro es casi incoloro; pero al cabo de algun tiempo amarillea y se recubre de una capa blanda que contiene agua de combinacion. Insoluble en agua, el fósforo se disuelve en el éter, sulfuro de carbono y aceites. El fósforo es un veneno violento; así es que se emplea con frecuencia para destruir los animales dañosos: la pasta fosforada llamada *mata-ratones* está compuesta de una parte de fósforo con nueve de agua y ocho de harina de centeno.

Fósforo rojo. El fósforo incoloro expuesto durante algun tiempo á la luz ó á una temperatura de 250°, experimenta una profunda modificacion y pasa al estado alotrópico. Su color es entonces de un negro rojizo cuando está en pedazos, y de un rojo escarlata análogo al cinabrio cuando está reducido á polvo fino. En este estado ha perdido casi totalmente su inflamabilidad, su solubilidad, y cesa de ser fosforescente; pero vuelve á adquirir sus propiedades y su estado normal á una temperatura mas elevada.

140. EXPERIENCIAS CON EL FÓSFORO. *Solubilidad en el éter. Experiencia a.* Se introducen en un tubo próximamente diez centímetros cúbicos de éter, un fragmento de fósforo del ta-

maño de una lenteja, y se agita muchas veces despues de haberlo tapado. Se dejan las dos sustancias en contacto durante algunos dias, y se decanta despues el líquido, que tiene en disolucion próximamente siete centígramos de fósforo.

Fosforescencia. Experiencia b. Si se vierten en la mano alguns gotas de esta disolucion extendiéndolas con un ligero frotamiento, el éter se volatiliza y el fósforo queda en un estado de division extrema. Se combina tanto mas fácilmente con el oxígeno cuanto mas dividido está; durante la combustion se producen humos blancos y una emision de luz muy visible en la oscuridad (fosforescencia). A esta propiedad es á la que el fósforo debe su nombre, compuesto de dos palabras griegas que significan *llevo luz*. El brillo se hace mayor si se frotan las dos manos una contra otra, porque la renovacion incesante de los puntos de contacto activa la combustion con el oxígeno. El calor desprendido en este caso no es suficiente para determinar la inflamacion del fósforo; estos fenómenos de oxidacion que se producen á una temperatura baja se llaman combustiones lentas. Las manos en estas circunstancias exhalan un olor aliáceo y adquieren un sabor ácido: el producto de la combinacion del fósforo con el oxígeno es un ácido, el ácido fosforoso, formado de un equivalente de fósforo y tres de oxígeno. Cuando se quieren obtener cantidades un poco mas considerables de este ácido, se exponen al aire en un sitio fresco fragmentos de fósforo húmedo hasta que se hayan trasformado en un líquido limpio é incoloro. Una parte al mismo tiempo del ácido fosforoso producido, se ha combinado con una cantidad mayor de oxígeno y se ha convertido en ácido fosfórico; de suerte que el líquido obtenido es en realidad una mezcla de estos dos ácidos.

Combustion viva. Experiencia c. Se impregna un pedazo de azúcar en la disolucion etérea que anteriormente se ha preparado, y despues se coloca en agua hirviendo: en estas condiciones el éter y el fósforo toman el estado gaseoso y se elevan á la superficie del agua, en donde se inflaman combinándose con el oxígeno del aire. La combustion es rápida y

completa; el fósforo se combina con una cantidad de oxígeno mas considerable que antes: un equivalente de este toma cinco de oxígeno para formar el ácido fosfórico, producto constante, como hemos visto, en la combustion viva del fósforo.

Experiencia d. Si se vierten algunas gotas de la solucion etérea sobre un pedazo de papel delgado y sin cola, este se inflama espontáneamente; luego que el éter se ha volatilizado, arde con tanta mas rapidez cuanto mayor es el estado de division del fósforo.

Experiencia e. Un pedazo de fósforo del tamaño de una lenteja colocado sobre un papel y recubierto de una ligera capa de negro de humo ó carbon en polvo se inflama espontáneamente. El carbon muy dividido es el que determina la combustion: en virtud de su porosidad atrae el oxígeno del aire y le trasmite al fósforo, que impide ademas su enfriamiento por ser mal conductor del calórico.

141. INFLAMACION DEL FÓSFORO POR EL ROZAMIENTO. Frotado el fósforo con un cuerpo duro, se inflama, y el calor producido llega á ser el suficiente para hacerle arder: esta propiedad se ha utilizado para la preparacion de las cerillas. La pasta inflamable se prepara con una disolucion concentrada y caliente (70°) de goma arábiga; se introducen en ella poco á poco fragmentos de fósforo, y se agita para dividirle hasta que la mezcla se enfrie. Como una sustancia de esta naturaleza, una vez seca, no permite el acceso del aire, ha habido necesidad de incorporarla una materia á propósito para dar al fósforo el oxígeno necesario para su combustion; así es que se introduce bióxido de manganeso, nitro, ó minio. Se prepara una pasta conveniente con siete partes de fósforo, diez y seis de goma arábiga, diez y seis de agua, dos de nitro y dos de minio. Hemos visto (113) que bastaba para la inflamacion de las cerillas una temperatura de 65 á 70°, que se produce fácilmente por el frotamiento; el calor desprendido por el fósforo inflamado descompone la goma, y la combustion puede continuar á espensas del oxígeno del aire. Las cerillas

introducidas en los usos domésticos preparadas con fósforo amorfo, se diferencian en que la mezcla inflamable está formada casi exclusivamente de clorato potásico (208 *d*); estas cerillas no se inflaman directamente por el frotamiento, á no ser que este tenga lugar sobre una superficie cubierta de una ligera capa de fósforo rojo. Tienen la ventaja de no contener un veneno violento y no inflamarse espontáneamente.

Combustion del fósforo debajo del agua. Experiencia. En un vaso medio lleno de agua muy caliente se introduce un fragmentito de fósforo; este entra en fusion, pero no puede inflamarse, porque una espesa capa de agua le separa del contacto del aire; pero si se hace llegar aire al fondo del vaso por medio de un tubo que se sopla con precaucion para evitar las proyecciones (figura 80), se produce una verdadera combustion, y en la oscuridad se nota una emision de luz. En esta reaccion, en razon de la pequeña cantidad de oxígeno, el grado de oxidacion será tambien menor que en la combustion lenta al aire: resulta de aquí un polvo de color amarillo rojizo que flota en el líquido. Esta combinacion ha recibido el nombre de óxido de fósforo; pero es una mezcla que contiene fósforo rojo alotrópico (139).

143. COMBUSTION DEL FÓSFORO EN UN TUBO. *Experiencia.* Se obtiene esta misma combinacion roja calentando suavemente hasta la inflamacion un pequeño fragmento de fósforo introducido en la parte media de un tubo de 30 centímetros próximamente de longitud (figura 81). Luego que el fósforo se ha inflamado se separa la lámpara; si entonces se mantiene el tubo horizontalmente, la combustion será muy lenta, porque los vapores blancos, formados de ácidos fosfórico y fosforoso, salen con lentitud, impiden el acceso del aire y se deposita al mismo tiempo en la pared superior del tubo una gran cantidad de fósforo rojo. La combustion se hará mas rápida si se inclina el tubo, y adquirirá mas intensidad todavía si se hace tomar al tubo la posicion vertical, porque entonces la corriente de aire es mucho mas rápida. Se puede, pues, á voluntad, en esta experiencia, trasformar el fósforo

en ácido fosforoso por la combustion lenta; en óxido de fósforo por una combustion incompleta, ó en ácido fosfórico por la combustion viva. Esta experiencia puede al mismo tiempo dar idea del tiro en una chimenea.

144. PREPARACION DEL FÓSFORO. En otro tiempo se extraia el fósforo de la orina; despues del descubrimiente de Scheele se emplean los huesos para esta preparacion. Los huesos están compuestos principalmente de gelatina, cal y ácido fosfórico (PHO^5).

	La *gelatina* se elimina por la incineracion (se quema).
	La *cal* se separa por medio del ácido sulfúrico (se forma sulfato de cal).
Ácido fosfórico. .	El *oxígeno* (O^5) se elimina por medio del carbon (por la calcinacion se forma óxido de carbono).
	El *fósforo* (Ph) queda.

Como el fósforo es un cuerpo volátil y fácilmente inflamable, se opera esta calcinacion en vasos cerrados, generalmente en retortas de barro, cuyo cuello se sumerge en el agua, adonde vienen á condensarse los vapores de fósforo obtenido por destilacion. El óxido de carbono, unido á una pequeña cantidad de hidrógeno fosforado y de carburos de hidrógeno que se producen durante la reaccion, se escapa á traves del agua. El carbon á una temperatura elevada goza de ia propiedad de reducir los óxidos, es decir, quitar el oxígeno á la mayor parte de los ácidos y bases, para formar con él el óxido de carbono, que se desprende. Reduciendo los minerales, que la mayor parte son óxidos, con el carbon, es como obtenemos casi todos los metales.

Hidrógeno fosforado (PhH^3).

145. HIDRÓGENO FOSFORADO. Se introducen en una redomita de 50 centímetros cúbicos próximamente 10 gramos de cal apagada, un fragmento de fósforo del grueso de un guisante y agua hasta su cuello; despues se le adapta por medio de un corcho un tubo encorvado que se sumerge en el agua. Se coloca esta redomita en un baño de agua saturada de sal marina (1 parte de sal para 3 de agua) (figura 82); se calienta despues con una lámpara hasta la ebullicion del agua saturada (149); se ve entonces desprenderse un gas que se se inflama espontáneamente. Este gas es una mezcla de compuestos de hidrógeno y fósforo, en el que domina el PhH^3. Recogido en un frasco, no se inflama sino al contacto del aire cuando aquel se destapa. Durante la combustion, el fósforo y el hidrógeno se combinan con el oxígeno del aire, dando orígen á ácido fosfórico (PhO^5) y agua (3HO). El ácido fosfórico se eleva en humos blancos, formando por cima del agua un anillo muy regular cuando el aire no está agitado. El gas antes de la combustion tiene un olor aliáceo.

146. AFINIDAD PREDISPONENTE. En la preparacion del hidrógeno sulfurado (132), el hierro se ha combinado con el oxígeno, mientras que el azufre se ha unido al hidrógeno que ha quedado en libertad. El fósforo goza de la propiedad de descomponer el agua al unirse á estos dos elementos. Con el oxígeno da orígen á dos ácidos (fosforoso é hipofosforoso), que quedan fijos, al paso que con el hidrógeno forma compuestos gaseosos que se marchan. El fósforo por sí solo no goza de dicha propiedad, sino en presencia de una base po-

derosa tal como la potasa ó la cal, con la que puedan entrar en combinacion los ácidos oxigenados. La cal en la experiencia anterior no ha ejercido sobre el agua accion alguna directa; pero tiene una gran tendencia á unirse á un ácido, y su afinidad para el ácido que pueda formarse determina una descomposicion que la afinidad sola del fósforo para el oxígeno no podia verificar. Esta intervencion de una sustancia que pueda determinar entre dos cuerpos una combinacion en la cual no entra, sino que se unirá á ella cuando la combinacion se haya formado, ha recibido el nombre de accion ó afinidad *predisponente*. La partícula *pre*, antes, expresa que hay afinidad para un cuerpo que no existe todavía; pero cuyos elementos están en presencia, y que se formarán en razon de esta afinidad.

147. Si se mira con atencion la obtencion del hidrógeno (83) y del hidrógeno sulfurado (132), no se podrá dudar en ambos casos de la intervencion de la afinidad predisponente del ácido sulfúrico. Este ácido posee nna gran afinidad para las bases y puede combinarse con ellas: en efecto; si el hierro se une al oxígeno del agua, el hidrógeno puesto en libertad se desprenderá entonces solo en el primer caso; en el segundo, por el contrario, se combinará con el azufre que el hierro pone en libertad en el momento que se une al oxígeno.

148. LEY DE LAS COMBINACIONES QUÍMICAS. Se podria preguntar por qué el ácido sulfúrico no se une directamente al hierro ó la cal al fósforo. Esto no puede tener lugar, porque el hierro y el oxígeno son cuerpos simples; el ácido sulfúrico y la cal, por el contrario, cuerpos compuestos; los que, segun una ley enunciada antes, *en química inorgánica los cuerpos simples no pueden en general unirse sino á otros cuerpos simples, y los cuerpos compuestos á otros cuerpos compuestos*. El ácido sulfúrico, cuerpo compuesto, no puede por consiguiente unirse al hierro, sino al protóxido del mismo metal, que es un cuerpo compuesto; del mismo modo la cal no puede unirse al fósforo, en tanto que este no ha formado un cuerpo compuesto con el oxígeno.

149. BAÑO-MARIA. Para desprender el hidrógeno fosforado, se ha puesto el matracito en el agua salada: era con objeto de evitar la inflamacion del fósforo, en el caso de que aquel se rompiera bajo la impresion del calor. El agua saturada de sal marina en las proporciones indicadas, no hierve sino á 109°; se produce, por consiguiente, en el interior del matraz una ebullicion mas viva que si el agua exterior no estuviese mas que á 100°. Un aparato de este género, á propósito para calentar sustancias en el agua pura ó saturada de una sal, ha recibido el nombre de *baño-maria*. Se usa para la preparacion de los extractos, ó para desecar sustancias que se alterarian á una temperatura mas elevada.

El fósforo y el azufre son notables por la facilidad con que se inflaman; así es que podria aplicárseles el nombre de *pirógenos*. (1)

RESÚMEN.

1.° Los cuerpos simples en general no se combinan entre sí, y lo mismo los cuerpos compuestos.

2.° Para que dos cuerpos reaccionen uno sobre otro, es menester que uno de los dos sea líquido ó gaseoso.

3.° Cuando dos cuerpos en disolucion ó en el estado de vapor en el aire adquieren rápidamente el estado sólido, se precipitan en un grado extremo de division (flor de azufre, azufre precipitado.)

4.° Todos los cuerpos porosos ó extraordinariamente divididos absorben ó condensan los gases; muchos lo hacen con bastante energía para determinar la combinacion de estos (esponja de platino, carbon, negro de humo).

(1) El arsénico es un metaloide que por sus propiedades tiene la mayor analogía con el fósforo. El estudio de este cuerpo seguirá al de los metales.

5.° *La combustion ú oxidacion incompleta* se produce cuando no hay bastante aire; la *combustion lenta*, cuando los fenómenos tienen lugar á la temperatura ordinaria; la combustion *completa y rápida*, cuando se hace la combinacion á una temperatura elevada y en un exceso de aire.

6.° En química, un cuerpo mas enérgico puede desalojar de sus combinaciones los que lo son menos; y ocupando el sitio de estos, producir una descomposicion por simple desalojamiento (estas acciones, sin embargo, se hallan sometidas á condiciones que pueden modificar el órden de los fenómenos).

7.° La *doble descomposicion* tiene lugar cuando dos combinaciones cambian recíprocamente uno de sus elementos.

8.° Si una doble descomposicion no se verifica sino bajo la influencia de una tercera sustancia (de ordinario una base ó un ácido poderoso), tiene lugar por efecto de una afinidad predisponente.

9.° *Desoxidar ó reducir* es operar en sentido inverso de la oxidacion; es decir, sustraer á una combinacion el oxígeno que entraba en su composicion.

10. Para reconocer una sustancia y distinguirla, es necesario en la mayor parte de los casos poner una disolucion de la misma en contacto con agente que pueda dar orígen á una sustancia insoluble fácil de reconocer, un precipitado, ó bien producir trasformaciones perceptibles á nuestros sentidos, tales como el cambio de color, olor, etc. Estos agentes han recibido el nombre de *reactivos*, y el fenómeno producido se llama *reaccion*.

11. Los cuerpos solubles solamente tienen *sabor;* las sustancias volátiles tienen *olor*.

TERCER GRUPO DE METALOIDES.

Cloro (Cl.)

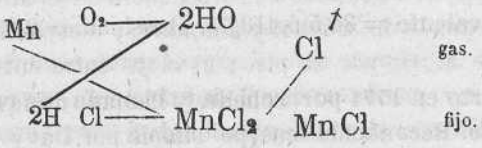
Equivalente = 35,5 ó 413,75. Densidad = 2,44.

Descubierto en 1774 por Schelle, y llamado *ácido muriático deflogisticado*. Reconocido cuerpo simple por Davy en 1810.

150. PREPARACION DEL CLORO. *Experiencia.* Se calienta suavemente en una redomita provista de un tubo de desprendimiento (figura 83) una mezcla compuesta de 10 gramos de bióxido de manganeso en polvo y 50 gramos de ácido clorhídrico: se desprende un gas verdoso que puede recogerse de la manera descrita en el § 56. Este gas ha recibido el nombre de cloro (del griego *chloros*, que significa amarillo verdoso), en razon de su color verde. Se llenan de él muchos frascos pequeños. Si en uno de estos no se ponen mas que $\frac{2}{3}$ solamente de gas y $\frac{1}{3}$ de agua, que se agitan juntamente tapando el cuello con el dedo, el frasco adhiere en el momento al dedo: se ha formado en el interior un vacío, que el aire tiende á llenar. Este vacío se ha producido por la absorcion del cloro disuelto en el agua; así es que se nota la desaparicion completa del color verde en la parte superior del frasco. Un volúmen de agua disuelve dos volúmenes de cloro; la solucion es el agua de cloro.

Reaccion durante la preparacion del cloro. El ácido clorhídrico, que se obtiene generalmente de la sal marina, es una combinacion de cloro é hidrógeno; por consiguiente un hidrácido: si se sustrae á este último el hidrógeno, el cloro queda en libertad del modo siguiente: cuando el ácido clorhídrico y el bióxido de manganeso (MnO^2) están en presencia, el oxígeno de este último se combina con el hidrógeno del ácido clorhídrico para formar agua; al mismo tiempo el manganeso y el cloro puestos en libertad se combinan para formar bicloruro de manganeso ($MnCl^2$); el bicloruro pierde la

mitad de su cloro á una temperatura poco elevada: no queda mas que protocloruro de manganeso, y el cloro libre se desprende.



Estado naciente. Despues que el oxígeno se ha desprendido del bióxido de manganeso por medio del calor, no puede ya quitar hidrógeno al ácido clorhídrico con el cual está en contacto; no produce mas cloro. El oxígeno no goza de esta propiedad sino en el momento en que nace, es decir, en que se separa de una combinacion; puesto en libertad, ha perdido una gran parte de su energía, y se empeña con mas dificultad en nuevas combinaciones. Cuando el oxígeno actúa sin desprenderse, se dice que obra en el estado naciente. Todos los cuerpos simples gozan de esta propiedad, y se la aprovecha con frecuencia para determinar la combinacion de cuerpos que solo poseen una afinidad muy débil. y no podrian combinarse directamente.

Ademas del bióxido de manganeso, todos los cuerpos que ceden fácilmente una parte de su oxígeno pueden servir para la preparacion del cloro por el ácido clorhídrico; tales son el bicromato potásico, minio, etc.

151. PREPARACION DEL CLORO CON LA SAL MARINA. El cloro que se encuentra en el ácido clorhídrico procede de la sal marina, que le contiene mas de la mitad de su peso. Se puede preparar este gas directamente con la sal, calentando suavemente 25 gramos de sal, 16 de bióxido de manganeso, 65 de ácido sulfúrico y 30 de agua; el ácido sulfúrico desprende de la sal marina ácido clorhídrico, que obra entonces sobre el bióxido de manganeso como anteriormente.

El cloro, introducido en las vías respiratorias, es un veneno; así es que hay necesidad de tomar algunas precauciones para evitar respirarle durante su preparacion y en las experiencias que se hace uso de él. Puede libertarse el operador de su accion agitando con frecuencia en el aire un pañuelo impregnado de alcohol y amoniaco, ó esparciendo un poco de este álcali por el piso; el cloro entra entonces en combinacion y pierde su propiedad deletérea; es preferible tambien ponerse al aire si hay posibilidad.

152. OLOR Y SABOR DEL CLORO. *Experiencia a.* Para conocer el olor del cloro, es necesario valerse del agua de cloro y no del gas. Este olor es picante y asfixia; el sabor es acre y astringente.

Experiencia b. Si se destapa al aire manteniéndole recto un frasco que contenga cloro gaseoso, este no se marcha; si, por el contrario, se invierte el orificio del frasco, el gas se marcha y es rápidamente reemplazado por el aire atmosférico. El cloro gaseoso es dos veces y media mas pesado que el aire.

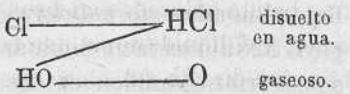
Experiencia c. Una tira de papel de tornasol sumergida en el cloro gaseoso, es inmediatamente decolorada: un poco de agua de cloro introducida en vino tinto ó en tinta de escribir, los decolora con rapidez. *El cloro blanquea, destruye todos los colores orgánicos animales ó vegetales.* Esta propiedad ha hecho que se le emplee para el blanqueo de las telas, del algodon, del papel y otras sustancias, y por este medio se llega con prontitud á un resultado que no se obtendria sino despues de mucho tiempo por los medios ordinarios y exponiendo estas materias al aire. No solo este procedimiento de blanqueo es muy rápido, sino que no perjudica en manera alguna á la calidad de los tejidos, teniendo la precaucion de eliminar bien el cloro despues de haberle empleado. Esta operacion no se hace, sin embargo, con tanta facilidad como generalmente se cree. Si no se tiene cuidado de hacer desaparecer el cloro, ó si se hace uso de una agua de cloro muy cargada, no solo se destruye el color, sino que se altera al mismo tiempo la fibra textil; todos estos accidentes son siempre producidos por los que

emplean mal el cloro, y no dependen de la misma sustancia. Bajo el nombre de *anticloro* (174) se emplea un cuerpo con cuyo auxilio es fácil eliminar los menores restos de cloro que subsistirian tambien en los tejidos. El blanqueo, por otra parte, no se hace ya con el cloro graseoso ó agua de cloro directamente, sino con una combinacion clorada (el hipoclorito de cal), de donde se desprende el cioro fácilmente aun por la simple exposicion al aire.

El cloro destruye los olores y los miasmas. Experiencia d. Si se vierte un poco de agua de cloro sobre materias orgánicas en putrefaccion (aguas corrompidas, huevos podridos, etc.), cualquier olor desagradable desaparece inmediatamente: del mismo modo que destruye los colores, el cloro descompone tambien las combinaciones volátiles de olor desagradable que se desprenden durante la putrefaccion; obra del mismo modo sobre los miasmas esparcidos en el aire durante las enfermedades contagiosas, y sobre las emanaciones perjudiciales que se fijan en los vestidos de las personas durante su permanencia en las habitaciones de los enfermos. El cloro es un poderoso medio de desinfeccion para purificar un aire cargado de exhalaciones pútridas y retardar los progresos de la putrefaccion en las materias orgánicas. Se purifican los toneles enmohecidos lavándoles con agua de cloro, y despues con una lechada de cal. Las bodegas ó cuevas en que la leche ó la cerveza se alteran, pueden tambien purificarse por medio de fumigaciones de cloro, lavando las paredes con agua clorada, ó lo que es mejor todavía, con hipoclorito cálcico.

Influencia de la luz sobre el agua de cloro. Experiencia e. Un frasquito lleno de agua de cloro é invertido en una vasija llena de agua, no experimenta cambio alguno á la *oscuridad*. Si, por el contrario, se expone al sol, se ve reunirse en la parte superior del frasco un gas incoloro, en el que una cerilla mal apagada arde con intensidad: este gas es el oxígeno. Despues de algunos dias de exposicion á la luz solar, el agua habrá perdido todo el olor á cloro; un papel azul de tornasol no se decolorará, sino que quedará rojo. Como no habia allí mas

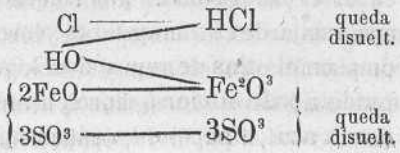
que tres cuerpos en presencia, los dos elementos del agua y el cloro, es evidente que este último se ha combinado con el hidrógeno del agua y ha



puesto al oxígeno en libertad. Habiéndose combinado el cloro de preferencia con el hidrógeno, demuestra que tiene mas afinidad para él que para el oxígeno, y constituye un nuevo ejemplo de simple reemplazo de un cuerpo por otro. Para conservar el cloro, se emplean frascos de vidrio negro ó de vidrio ordinario, recubiertos de papel negro.

La gran afinidad del cloro con el hidrógeno puede servir para explicar la accion desinfectante y decolorante de este cuerpo; todas las materias animales y vegetales contienen hidrógeno, que el cloro les quita en todo ó en parte, destruyendo de este modo los compuestos con quienes se halla en contacto. Perdiendo hidrógeno, los colores se borran; las sustancias olorosas no exhalan ya olor; los miasmas pierden sus propiedades deletéreas; los cuerpos insolubles se hacen alguna vez solubles.

El cloro es un oxidante. Experiencia f. En un tubo de ensayo se disuelve un poco de sulfato ferroso en una corta cantidad de agua acidulada con algunas gotas de ácido sulfúrico; despues se añade agua de cloro (figura 84): la solucion toma inmediatamente una tinta amarilla. En este caso se ha verificado tambien una descomposicion del agua: el hidrógeno se ha unido al cloro; pero el oxígeno, hallándose en presencia del óxido ferroso, cuerpo ya oxidado, es verdad, pero sin embargo, ávido de oxígeno, no ha sido puesto en libertad; se ha fijado en el protóxido, y despues de la reaccion, el líquido contiene sulfato férrico. El cloro contiene, pues, un poderoso medio de oxidacion, y permite trasformar fácilmente una sal á base de protóxido en otra á basemas oxigenada.



El cloro disuelve el oro. Experiencia g. Fragmentos de oro fino batido colocados en agua de cloro, no tardan en desaparecer, y el líquido toma una tinta amarilla debida á una combinacion directa del cloro con el oro; el cloruro de oro, que es soluble en agua. El cloro tiene una gran afinidad para los metales, con los que forma combinaciones que tienen los caractéres de las sales; estas combinaciones han recibido el nombre de cloruros, y la mayor parte de ellas son solubles en agua.

Cloruracion de los metales. Experiencia h. Si en un frasco lleno de cloro gaseoso se proyecta antimonio en polvo, este metal incandescente cae formando una verdadera lluvia de fuego debido á su combinacion enérgica con el cloro. Los humos blancos que se producen en el frasco son *cloruro de antimonio* que se ha formado. Si se sumerge en un frasco lleno de cloro un hilo de laton, á cuyo extremo se haya rodeado un poco de este metal batido, el hilo se hace incandescente y arde en el cloro; es decir, que se combina con él. Siendo el laton una aleacion de zinc y cobre, se forma cloruro de zinc y cloruro de cobre, los dos solubles en agua, á la que el último comunica una tinta verde.

El hierro desaloja al cobre. Experiencia i. Si se sumerge en la disolucion así obtenida una hoja de un cuchillo perfectamente limpia, se cubre con rapidez de una capa de cobre rojo. El hierro, que tiene mas afinidad para el cloro que el cobre, desaloja á este último, que se deposita al estado metálico. Se emplea alguna vez este medio para separar de una solucion un metal que se reemplaza por otro. El hierro es un excelente reactivo para descubrir la presencia del cobre; así es que una lámina de un cuchillo brillante es el medio mas sencillo para demostrar la presencia del cobre en los frutos azucarados.

153. CLORO Y SODIO. Un fragmentito de sodio arrojado en una vasija llena de agua de cloro, se agita en la superficie como en el agua comun y concluye por desaparecer; pero el líquido no tendrá una reaccion alcalina como en el § 67; no volverá azul el papel de tornasol, y no tendrá el sabor de le-

jía: será salado (si la cantidad de cloro es suficiente). Expuesto en un sitio caliente, depositará despues de la evaporacion pequeños cristales cúbicos compuestos de cloro y sodio. Los dos elementos, combinándose, han dado orígen á una sal; el cloruro de sodio ó sal comun.

154. CLORURACION. El cloro presenta esta analogía con el oxígeno y con el azufre, que puede como ellos combinarse con los cuerpos simples en diversas proporciones, y producir así diferentes grados de cloruros, como sucede con los óxidos y sulfuros. A cada óxido metálico corresponde en general un sulfuro ó un cloruro, cuyo nombre va precedido de las mismas partículas. Hay el *protocloruro*, el *sesquicloruro* y el *deuto ó bicloruro;* el cuadro siguiente representa bien esta analogía; la letra M designa el metal:

Protóxido	MO	Protosulfuro	MS	Protocloruro	MCl
Sesquióxido	M^2O^3	Sesquisulfuro	M^2S^3	Sesquicloruro	M^2Cl^3
Bióxido	MO^2	Bisulfuro	MS^2	Bicloruro	MCl^2

Iodo. (I)

Equivalente = 127 ó 1587,5. Densidad = 4,948.

Descubierto por Courtois en 1811. Reconocido cuerpo simple por Gay-Lussac.

155. IODO. El iodo es un cuerpo sólido, de brillo semimetálico, análogo al de la plombagina; su olor recuerda un poco el del cloro; su sabor es estíptico; colorea la piel de amarillo cuando se le toca.

Solubilidad del iodo. Experiencia. Un gramo de iodo agitado en un frasco con diez gramos de alcohol fuerte, debe disolverse en totalidad si es puro. La solucion, de color pardo subido, ha recibido el nombre de tintura de iodo. El iodo es poco soluble en agua; la colorea de amarillo parduzco y la comunica un sabor astringente.

Volatilidad. Experiencia. Si se calientan sobre una lámina de hierro algunos granos de iodo, se funden y dan orígen á vapores de un hermoso color violado. Estos vapores descienden, porque son nueve veces mas densos que el aire; á ellos debe este cuerpo su nombre, que significa violado. Haciendo la experiencia en matraz ó una redomita, se verán mejor los vapores del iodo que se depositan por enfriamiento sobre las paredes del vaso en pequeños cristales brillantes; es una prueba que un cuerpo puede tomar una forma cristalina regular, pasando directamente del estado gaseoso al estado sólido.

Coloracion del almidon. Experiencia. Si despues de frio se añade una gota de tintura de iodo á una cantidad de almidon que se habrá hecho hervir previamente en un tubo de ensayo con 10 centímetros cúbicos de agua, el líquido toma una hermosa tinta azul, debida á una combinacion del iodo con el almidon. El calor hace desaparecer esta coloracion, que se vuelve á presentar por enfriamiento. Una gota de esta tintura de iodo en un gran vaso lleno de agua, colora tambien á esta en violeta en presencia del almidon. Este metaloide es un reactivo precioso para descubrir los menores indicios de almidon, y recíprocamente, el almidon es un excelente agente para investigar el iodo. Una gota de tintura de iodo sobre la harina, el pan, patatas, etc., sobre todas las sustancias amiláceas, las colora de azul.

Bromo (Br).

Equivalente = 80 ó 1200. Densidad = 2,97.

Descubierto por Mr. Balard, 1826, en el agua de mar.

156. BROMO. El bromo es un líquido de color rojo pardo subido, casi negro, en una masa algo considerable. Su nombre, que significa mal olor, se le ha dado porque esparce en el aire á la temperatura ordinaria vapores amarillos de olor

penetrante y repugnante, análogo al del cloro. Colora la piel y el almidon en amarillo.

El iodo y el bromo tienen con el cloro la mayor analogía; como él, tienen aquellos una gran afinidad para el hidrógeno, y se combinan con los metales para formar ioduros y bromuros, que, del mismo modo que los cloruros, se conducen como sales. Una lámina de plata pulimentada, colocada sobre el vapor de bromo ó iodo, se pone primero amarilla, despues violeta, y por último azul, coloraciones debidas á la combinacion del metal con estos cuerpos. La pequeña capa de bromuro ó ioduro argéntico que se ha formado, se descompone casi instantáneamente al sol, lentamente á la sombra, y se conserva en la oscuridad; en esta propiedad está fundada la reproduccion de los objetos al daguerreotipo. Se emplean tambien el iodo y el bromo en medicina para combatir la gota, escrófulas, etc.

Estos dos cuerpos acompañan casi siempre al cloro; allí donde hay acumulada una gran cantidad de sal, ya en las salinas, ya en el agua del mar ó fuentes saladas, se encuentran siempre en ellas pequeñas cantidades en combinacion con los metales. Las plantas marinas tienen la propiedad de absorber estas combinaciones del agua del mar; así es que de las cenizas de estos vegetales se obtiene iodo y bromo. Estas dos sustancias son venenosas.

Fluor (Fl).

Equivalente = 19 ó 237,5.

Fluor. El fluor es un cuerpo análogo al cloro, pero que todavía no se ha podido aislar. El mineral cristalizado en cubos llamado *spato fluor*, está compuesto de fluor y calcio (fluoruro de calcio).

Cyanógeno (C^2 Az ó Cy).

Descubierto por Gay-Lussac en 1815, y considerado como radical compuesto.

157. CYANÓGENO. El azul de Prusia está compuesto de tres cuerpos: el hierro, carbono y azoe; estos dos últimos están empeñados en una combinacion, que podria considerarse como cuerpo simple segun sus caractéres; es lo que nos decide á colocar esta combinacion entre los metaloides, con el nombre de *cyanógeno*. El cyanógeno hace excepcion á esa regla que un cuerpo simple no se combina sino con otro cuerpo simple, y un cuerpo compuesto con otro cuerpo compuesto. Se conduce al reves de los demas cuerpos, como el cloro, bromo, iodo y fluor; es gaseoso; combinándose con el hidrógeno, da orígen á un ácido, el ácido cianhídrico, veneno violento, y forma cianuros con los metales. Los cianuros son análogos á las sales. El cyanógeno forma con el hierro una combinacion de un bello color azul; de aquí su nombre, sacado del griego *cyanos*, azul.

Los cuatro metaloides cloro, bromo, iodo, fluor, así como el cyanógeno, se distinguen por los caractéres siguientes:

1.° Tienen mas afinidad para el hidrógeno que para el oxígeno, con el que no se les puede combinar directamente.

2.° Dan orígen á ácidos combinándose con el hidrógeno (hidrácidos).

3.° Sus combinaciones con los metales son sales. Han recibido el nombre de sales halóideas, para distinguirlas de las formadas por la combinacion de un oxácido con una base.

Esta última propiedad es la que ha hecho dar á estos cuerpos simples el nombre de halógenos.

RESÚMEN.

1.° Los cristales pueden formarse: 1.° en una solucion por enfriamiento (nitro), ó la evaporacion (sal marina); 2.° durante la solidificacion de las materias en fusion, y 3.° por la condensacion de los vapores que toman el estado sólido (nieve, iodo).

2.° Ciertos cuerpos afectan formas regulares en los cristales; otros, por el contrario, no tienen forma alguna determinada; son amorfos (vítreos, pulverulentos). Muchos cuerpos pueden tomar diversas formas, determinadas ó indeterminadas; se les llama entonces dimorfos, polimorfos (carbon, azufre).

3.° Ademas de las materias sólidas, el agua puede disolver gases (cloro, ácido sulfhídrico, etc.), y en tanta mayor cantidad cuanto mas fria está.

4.° La luz puede, como el calor, determinar ó destruir combinaciones químicas.

5.° En el momento en que un cuerpo se desprende de una combinacion al estado naciente, es que posee mas tendencia á unirse á otro cuerpo.

6.° Hay cuerpos compuestos que pueden en casos raros combinarse con otros simples, como si fueran ellos mismos cuerpos simples tambien (cyanógeno).

CUARTO GRUPO DE LOS METALOIDES.

Boro (B).

Equivalente = 11 ó 137,5. Densidad = 2,68.

Aislado en 1808 por Gay-Lussac y Thenard. Obtenido en estos últimos tiempos en cantidad notable al estado amorfo y al estado cristalino, por MM. Woeheler y Deville.

Silicio (Si).

Equivalente = 14 ó 175. Densidad = 2,49.

Aislado por Berzelius en 1823.

158. BORO Y SILICIO. Estas dos sustancias no se encuentran en la naturaleza, sino combinadas con el oxígeno: el boro con poca frecuencia y al estado de ácido bórico; el silicio en todas partes y al estado de sílice, que constituye una gran parte del globo. No se habian aislado en un principio estos dos cuerpos, sino al estado de un polvo gris amorfo; en estos últimos tiempos se ha obtenido el boro en cristales opacos parecidos al grafito, y en cristales trasparentes que tienen la dureza del diamante, con el que tienen por otra parte la mayor analogía. En el estado de ácidos bórico y silícico, el boro y el silicio forman con muchas bases sales fusibles y vítreas, cuando son amorfos (vidrio, esmalte, escorias).

RESÚMEN DE LOS METALOIDES.

1.° Los metaloides, con muy cortas excepciones, no poseen brillo metálico.

2.° Son en general malos conductores del calor y de la electricidad (escepto los que están cristalizados). Los metales, por el contrario, son buenos conductores.

3.° En toda descomposicion por la pila de una combinacion de un metaloide y un metal, el metaloide se dirige siempre al polo positivo (polo zinc), y el metal al polo negativo (polo cobre). Los polos atraen aquellos cuerpos dotados de la electricidad que les es contraria; los metaloides son electro-negativos y los metales electro-positivos.

4.° Los metaloides se combinan casi todos en el hidrógeno, algunos dan orígen á hidrácidos; los metales, por el contrario, no se combinan con el hidrógeno.

5.° Los metaloides, combinándose con el oxígeno, no forman con él sino óxidos neutros ó de reacciones ácidas, *oxácidos*, y nunca bases. Los metales, combinándose con el oxígeno, dan todos orígen á bases; alguna vez tambien á ácidos.

6.° Segun su estado de agregacion á la temperatura ordinaria hay:

9 metaloides sólidos: C, S, Se, Te, Ph, As, I, B, Si.

1 metaloide líquido: Br.

5 metaloides gaseosos: O, H, Az, Cl, Fl, (Cy).

7.° Segun sus analogías, pueden dividirse los metaloides en cuatro grupos:

1er. grupo, *organógenos*, que engendran las materias orgánicas: O, H, Az, C.

2.° » *pirógenos*, que dan orígen al fuego: S, Ph, Se, Te.

3er. » *halógenos*, que engendran sales: Cl, Br, I, Fl, (Cy).

4.° » *hyalógenos*, que forman el vidrio: B, Si.

Acidos.

PRIMER GRUPO.—*Acidos oxigenados ó combinaciones de los metaloides con el oxígeno.*

Azoe y Oxígeno.

Acido azótico ó nítrico (HO,AzO^5 ó $HONO^5$). Descubierto por Raimundo Lulio hacia el año 1225. Cavendish hizo conocer sus principios constitutivos en 1784, y Gay-Lussac la verdadera composicion en 1816.

159. PREPARACION DEL ÁCIDO NÍTRICO MONOHIDRATADO. (HO,AzO^5). *Experiencia.* Se introducen en una pequeña retorta veinte gramos de nitro y un peso igual de ácido sulfúrico; se deja la retorta derecha durante algun tiempo, para permitir descender al ácido contenido en el cuello. Estando este lo mas seco posible, se introduce en un recipiente despues de haber colocado la retorta sobre un baño de arena

(figura 85). Se sumerge en agua el recipiente, para evitar que se eleve su temperatura. El cuello de este matraz está unido al de la retorta por una tira de papel húmedo; ademas, mientras se calienta el baño de arena, hay necesidad de verter muchas veces agua fria sobre el matraz en que se condensa un líquido amarillento, fumante, mas denso que el agua; el acido nítrico. El nitro es una sal, formada de ácido nítrico y una base. Esta base no es otra que el óxido potásico ó potasa, cuya fórmula es KO. El ácido sulfúrico, siendo mas fuerte, es decir, teniendo para la potasa mas afinidad que el ácido nítrico, desaloja á este último, que bajo la influencia del calor se trasforma en vapor y va á condensarse en el recipiente enfriado. Teóricamente, la mitad del ácido sulfúrico que hemos empleado bastaria para desalojar el ácido nítrico; pero entonces este último se descompondria en gran parte. La sal que queda en la retorta al fin de la operacion tiene una reaccion muy ácida; es el bisulfato de potasa: si no se hubiesen empleado mas que 10 gramos de ácido sulfúrico, la sal obtenida sería, por el contrario, sulfato neutro de potasa.

$$\underline{KO,AzO^5} \text{ —— } HO,AzO^5 \quad \text{volátil.}$$

$$2(\overline{HO},SO^3 \text{ —— } KO,HO,2SO^3 \quad \text{fijo.}$$

Composicion del ácido azótico. El ácido azótico se compone de los mismos elementos que el aire, pero en proporciones diferentes. Así, el aire contiene 4 volúmenes de azoe para 1 de oxígeno, y el ácido azótico contiene la misma cantidad de azoe combinada con 10 volúmenes de oxígeno, ó mejor 2 volúmenes Az ó N (1 equivalente) unidos á 5 volúmenes O (5 equivalentes); mientras que estos dos gases no están sino mezclados en el aire y combinados se encuentran en el ácido nítrico. Este es un ejemplo palpable de las modificaciones que experimentan los cuerpos cuando se combinan químicamente. En el primer caso los dos gases forman el aire necesario para el sosten de la vida; en el segundo uno de los ácidos mas enérgicos.

Se podria creer fácil la produccion directa del ácido azótico por la combinacion de los elementos del aire; pero no es así: el azoe gaseoso es uno de los cuerpos mas indiferentes de la química; así es que no se le llega á fijar directamente, y aun en muy pequeña cantidad, sino por medios enérgicos; la chispa eléctrica, por ejemplo.

No se puede obtener el ácido azótico puro (anhidro) sino por reacciones difíciles y rodeándose de precauciones excesivas. El que se prepara generalmente por el procedimiento que acabamos de indicar contiene siempre para 1 equivalente de ácido 1 equivalente ó sea 7 por 100 de agua, que no se le puede quitar directamente sin descomponerle en oxígeno y en otro compuesto azoado; lo mismo sucede con muchas materias orgánicas. Esta agua ha recibido el nombre de *agua de constitucion*, porque es necesaria á la existencia del cuerpo; en esto difiere del agua de cristalizacion, que los cuerpos no necesitan sino para afectar una forma regular. El ácido preparado antes es monohidratado; es decir, que contiene 1 equivalente de agua para 1 equivalente de ácido. En la industria la preparacion se hace en grandes cilindros de hierro, y el ácido obtenido es generalmente de tres á cuatro veces mas débil que el anterior.

160. EXPERIENCIAS CON EL ÁCIDO NÍTRICO. *Experiencia a.* Una gota de ácido nítrico en 50 centímetros cúbicos de agua volverá á esta sensiblemente ácida; esta reaccion, aun en un estado mas considerable de dilucion, tiene todavía influencia sobre el papel azul de tornasol.

Experiencia b. Para destruir la reaccion ácida se puede emplear el amoniaco, que es una *base*; tiene el gusto de lejía; no tiene accion sobre el papel azul de tornasol y devuelve su color azul al enrojecido; queda una solucion de un sabor salado, y sin accion sobre los reactivos coloreados: se ha verificado la neutralizacion de los dos cuerpos. El líquido, evaporado y seco á una temperatura moderada, dejará por residuo una sal blanca, el nitrato amónico, de donde puede fácilmente desprenderse, bien sea el ácido ó el álcali.

Uno de los caractéres de los ácidos es perder sus propiedades y dar orígen á cuerpos nuevos llamados sales cuando se combinan con las bases.

Accion del ácido nítrico sobre los óxidos metálicos. Experiencia d. El plomo fuertemente calentado al aire durante algun tiempo se trasforma por su combinacion con el oxígeno en una materia laminosa de un color amarillo rojizo; el litargirio. Una pequeña cantidad de litargirio introducida en un tubo de ensayo con un poco de ácido nítrico y calentada suavemente, se disolverá casi en totalidad. La solucion, filtrada en caliente, dejará depositar por enfriamiento cristales blancos de nitrato plúmbico. Esta reaccion prueba que el óxido de plomo es una base, y que se combina con los ácidos para formar sales. La sal así obtenida es soluble en el agua pura.

El ácido nítrico disuelve la mayor parte de los óxidos metálicos, y da orígen á sales que son todas solubles en agua. Esta propiedad es con frecuencia utilizada para disolver la capa de óxido que se forma en la superficie de los metales.

Accion del ácido nítrico sobre los metales. Experiencia e. Si en lugar de litargirio, se colocan en el ácido nítrico algunos granos de plomo, estos no tardan en disolverse, produciendo abundantes vapores rojos de un olor asfixiante y desagradable. Estos vapores están formados por un cuerpo menos oxigenado que el ácido nítrico, el ácido hiponítrico; el oxígeno desprendido se dirige al plomo y le trasforma en óxido. Una parte del ácido nítrico se descompone, mientras que la otra se combina con la base producida y forma la misma sal que la anteriormente obtenida con el litargirio. Su solucion, evaporada hasta la formacion de película, dejará depositar cristales blancos, en un todo semejantes á los primeros.

El ácido nítrico obra, pues, de dos maneras; oxida primero el plomo y se combina en seguida con él. Se dice que el metal se ha disuelto; sin embargo, no es una verdadera disolucion como la de la sal, el azúcar, cuyas sustancias no experimentan cambio alguno, porque no es el plomo, sino el

nitrato de óxido de plomo, lo que se disuelve en el agua. Sucede lo mismo con todos los metales disueltos en el ácido nítrico, tales como la plata, el mercurio, el cobre, el hierro, etc. Este ácido no ataca al oro; asi es que se le emplea con frecuencia para separar este metal de otros, como la plata, el cobre, etc.

Accion del ácido nítrico sobre los metaloides. Experiencia f. El ácido nítrico obra sobre los metaloides de la misma manera que sobre los metales; los oxida: si se han hervido con él, el carbono se trasforma en ácido carbónico, el azufre en ácido sulfúrico, el fósforo en ácido fosfórico, etc.; siempre con desprendimiento de vapores rojos de ácido hiponítrico.

Accion del ácido nítrico sobre las materias orgánicas. Experiencia g. Las materias orgánicas, tales como la lana, las plumas, la madera, el índigo, etc., son oxidadas y descompuestas por la ebullicion con el ácido nítrico. Es una verdadera combustion por via húmeda. Sumergidas durante un tiempo muy corto en este ácido frio, las materias orgánicas azoadas toman un color amarillo; esta propiedad se aprovecha alguna vez para teñir de amarillo la madera ó la seda; el ácido nítrico produce tambien manchas amarillas en las manos ó en los vestidos que reciben algunas gotas de él. Muchas materias orgánicas no nitrogenadas, pero particularmente el algodon, experimentan un notable cambio cuando se les sumerge durante un tiempo muy corto en el ácido nítrico monohidratado; así es que el algodon, lavado y seco despues de esta inmersion, se inflama como la pólvora, y aun mas fácilmente todavía (433). El ácido nítrico monohidratado es descompuesto por los rayos directos del sol y se colora en amarillo. El agua coloreada con una gota de solucion de *índigo* y hervida, es inmediatamente decolorada por la adicion de una gota de ácido nítrico. Esta reaccion sirve para hacer reconocer la presencia del ácido nítrico, y hoy el índigo es el medio mas perfecto, no solo para investigar sino tambien para dosificar las menores cantidades de este ácido.

Hemos visto que el ácido nitrico se descompone fácilmente

y desprende oxígeno, que en el estado naciente tiene una gran tendencia á unirse á los demas cuerpos; así este ácido es uno de los oxidantes mas enérgicos y mas generalmente empleados.

Deflagracion. Experiencia h. Los nitratos se descomponen casi tan fácilmente como el ácido nítrico mismo. Si se proyecta sobre las ascuas el nitrato obtenido en *d* ó *e*, despues de haberle reducido á polvo, se descompone prontamente y deja por residuo pequeños granos de plomo. El ácido es descompuesto en nitrógeno y oxígeno. Este oxígeno, así como el del óxido de plomo, se combina con el carbon y da orígen al ácido carbónico; á la rápida produccion de este último cuerpo se debe el silbido que hace decir que los nitratos hierven cuando se les arroja sobre carbones encendidos.

161. ÁCIDOS HIPONÍTRICO Y NITROSO. *Acido hiponítrico* (NO^4). Este cuerpo se forma como producto accesorio durante los fenómenos de oxidacion por medio del ácido nítrico. A la temperatura ordinaria se presenta en vapores rojos, muy asfixiante, que á una temperatura baja se condensan en líquido amarillo rojizo. Es necesario evitar la inhalacion de estos vapores; son perjudiciales á los órganos de la respiracion. El ácido nítrico puede disolver grandes cantidades de ácido hiponítrico: toma entonces un color pardo casi negro. Cuando se le diluye en agua, la solucion experimenta diversas coloraciones; verde, azul, y concluye por quedar incoloro.

El ácido hiponítrico, considerado durante mucho tiempo como un ácido particular, no parece ser mas que una combinacion del ácido nítrico (NO^5) con el ácido nitroso (NO^3): en efecto; no produce nunca hiponitratos, sino una mezcla de nitrato y nitrito.

Acido nitroso NO^3. Compuesto muy difícil de obtener y en una gran inestabilidad; es un líquido azul que hierve, descomponiéndose, á — 10°.

162. BIÓXIDO DE NITRÓGENO. NO^2. En un frasco pequeño provisto de un tubo de desprendimiento (figura 86) se intro-

ducen fragmentos de cobre ó de moneda del mismo metal; despues ácido nítrico del comercio, hasta que se produzca una efervescencia debida al desprendimiento de un gas que se recogerá en el baño hidroneumático, dejando salir las primeras burbujas. Este gas, llamado deutóxido ó bióxido de nitrógeno, está compuesto de 2 volúmenes (1 equivalente) de nitrógeno y de 2 volúmenes (2 equivalentes) de oxígeno. El frasco que se halla invertido en el baño aparece vacío; abierto al contacto del aire, se llenará inmediatamente de vapores rojos. El bióxido de nitrógeno absorbe en este caso 2 equivalentes de oxígeno del aire y se trasforma en ácido hiponítrico; de NO^2, se convierte en NO^4. Se utiliza esta reaccion en la fabricacion del ácido sulfúrico (172). Siempre es al estado de bióxido como el nitrógeno se desprende en los fenómenos de oxidacion por el ácido nítrico; los vapores rojos no se forman sino al contacto de aquel gas con el aire atmosférico. La reaccion, por otra parte, es fácil de comprender: el ácido nítrico NO^5, abandona al cobre 3 equivalentes de oxígeno y queda NO^2; el óxido de cobre forma con el exceso de ácido nitrato de cobre, que se obtendrá en bellos cristales azules, haciendo evaporar el líquido en que el metal se ha disuelto.

163. PROTÓXIDO DE NITRÓGENO. NO. El protóxido de nitrógeno está formado de 2 volúmenes (1 equivalente) de nitrógeno y de 1 volúmen (1 equivalente) de oxígeno; es un gas incoloro, inodoro, que puede mantener la combustion y la respiracion; en este último caso goza de propiedades embriagadoras que le han valido la denominacion de gas *hilarante*; es un anestésico que no es peligroso. Se obtiene fácilmente este gas descomponiendo por el calor en el aparato (figura 69) el nitrato de amoniaco seco (preparado, § 160, experiencia c): el resultado es agua y protóxido de nitrógeno.

La serie de los cinco compuestos oxigenados del nitrógeno prueba la exactitud de esta ley de Gay-Lussac: que *en toda combinacion de los gases se hallan siempre sus volúmenes en rela-*

ciones simples. Sabemos que esto es así por los equivalentes. Así,

2	volúmenes N ó	1	equivalente	+ 5	volúmenes O ó	5	equivalentes	=	NO^5
2	id.	2	id.	+ 4	id.	4	id.	=	NO^4
2	id.	1	id.	+ 3	id.	3	id.	=	NO^3
2	id.	1	id.	+ 2	id.	2	id.	=	NO^2
2	id.	1	id.	+ 1	id.	1	id.	=	NO.

2 volúmenes ó 1 equivalente de nitrógeno corresponde á 14 unidades de peso; 1 volúmen ó 1 equivalente de oxígeno á 8 de estas mismas unidades.

Carbono y Oxígeno.

Acido carbónico (CO^2), llamado aire fijo por Black en 1757; composicion determinada por Lavoisier en 1781. Ha sido liquidado por Faraday en 1823, y solidificado por Thilorier en 1835.

164. Ácido carbónico. Ya hemos visto que el carbono, si se quema en un exceso de oxígeno, da orígen al gas ácido carbónico (115) y hemos demostrado la presencia de este gas por medio del agua de cal, que se enturbia formando con esta base una sal blanca insoluble; el carbonato de cal. La creta, la piedra caliza, el mármol, no son otra cosa que carbonato de cal, y pueden servir para preparar cantidades considerables de gas ácido carbónico puro.

Experiencia. En un frasco de 250 centímetros cúbicos próximamente, con la mitad de agua acidulada por la adicion de 28 gramos de ácido nítrico, se echan algunos fragmentos de creta ó piedra caliza; despues se adapta á este frasco un tubo abductor que se sumerge en el baño hidroneumático (figura 86). Una viva efervescencia se manifiesta, y el gas des-

prendido puede recogerse como de ordinario. El ácido nítrico, siendo mas enérgico que el ácido carbónico, pone en libertad á este ultimo y se une á la cal (60) para formar con ella nitrato de cal $CaONO^5$; sal muy soluble que se puede obtener al estado sólido evaporando la disolucion clara que queda en el frasco.

Experiencia. Se repite la misma preparacion, sustituyendo al ácido nítrico 20 gramos de ácido sulfúrico concentrado (HO, SO^3), que se mezclará previamente con cuatro veces su peso de agua (84). En este caso habrá tambien desprendimiento de ácido carbónico, pero con formacion de sulfato de cal. El líquido quedará turbio, porque la sal producida ($COSO^3$) es muy poco soluble en el agua; es el yeso, que no hay mas que recoger sobre un filtro, lavar y desecar.

Experiencia. Una solucion de nitrato de cal á la que se añade poco á poco ácido sulfúrico, se enturbia, queda lechosa y deposita una materia blanca. Es tambien yeso, porque el ácido sulfúrico, mas enérgico que el ácido nítrico, se ha unido á la cal desalojándola.

165. EXPERIENCIAS CON EL ÁCIDO CARBÓNICO. *Experiencia a.* Un papel azul de tornasol, humedecido y colocado en el gas ácido carbónico, toma una tinta rojo vinosa; quedará azul al aire, porque el ácido, siendo volátil, se evapora.

Experiencia b. Una bujía ó cualquier otro cuerpo encendido se apaga en el gas ácido carbónico; un animal muere; es, por consiguiente, un cuerpo impropio para la combustion y para la respiracion.

Experiencia c. Invirtiendo sobre un frasco lleno de aire otro lleno de ácido cabónico, se verá al cabo de algun tiempo apagarse una bujía sumergida en el vaso inferior, mientras que continuará ardiendo el otro; el ácido carbónico, mas denso que el aire, ha caido al fondo, como lo hubiera hecho el agua, y el aire atmosférico le ha reemplazado en el frasco superior. Una bujía sobre la cual se haga caer ácido carbónico por medio de un frasco de cuello largo lleno de este gas, se apaga rápidamente.

Difusion de los gases. Experiencia d. Repitiendo la experiencia *c*, pero con la diferencia que el frasco lleno de ácido carbónico se coloque debajo del que está lleno de aire (figura 87), podemos convencernos al cabo de algun tiempo, agitando los dos frascos con agua de cal, que la mezcla gaseosa es la misma en cada uno de ellos. Esta propiedad que tienen los gases, aun de muy diferentes densidades, de mezclarse entre sí, ha recibido el nombre de *difusion de los gases.* Juega un gran papel en los fenómenos de la naturaleza; á ella se debe el que la atmósfera, aun cuando sometida á causas incesantes de alteracion, presente, sin embargo, en todas partes una misma composicion.

Solubilidad del ácido carbónico. Experiencia e. Si se coloca la mitad de agua fria en un frasco lleno de ácido carbónico, el dedo que obtura el orificio se encontrará atraido hacia el interior de la botella; lo que prueba que allí se ha producido un vacío. El gas ácido carbónico se ha disuelto en el agua; esta, á la temperatura ordinaria y al aire libre, disuelve un volúmen igual al suyo; y bajo esta presion se satura tantas veces de su volúmen de gas cuantas atmósferas hay de presion; adquiere entonces un gusto sensiblemente ácido y la propiedad de hacer espuma, debida al ácido carbónico que se desprende tumultuosamente. Aguas de este género brotan alguna vez naturalmente del seno de la tierra; en Selters, por ejemplo, y son utilizadas como medicamento; porque el ácido carbónico, deletéreo en los órganos respiratorios, no tiene accion perjudicial en el aparato digestivo, y es frecuente, por el contrario, considerarle como saludable para estos órganos; se le emplea aun hoy al estado gaseoso en baños y en chorros, puro ó mezclado con el aire, para combatir ciertas enfermedades, particularmente las que afectan á la vista. La espuma del vino de Champagne, de la cerveza, etc., es debida al ácido carbónico, producido durante la fermentacion y comprimido en vasos herméticamente tapados.

Para la preparacion de las aguas gaseosas artificiales se hace uso de diferentes aparatos; el que se ha representado

(figura 88) puede servir para explicar el sistema. Es una botella de grés separada en dos porciones de desigual magnitud B, y C, por un tabique A. Se llena de agua la parte superior hasta C, y se la tapa; despues se introduce en B, por la abertura *b*, una pequeña cantidad de agua y una mezcla de bicarbonato de sosa y ácido nítrico; despues se tapa rápidamente. El ácido carbónico desprendido atraviesa las pequeñas aberturas *a* practicadas en el tabique separatorio; se disuelve al pasar por el líquido, y lo que no, se acumula en su superficie, sobre la que ejerce una presion bastante fuerte para hacer salir el agua fuera por medio de un tubo, que llega hasta el fondo cuando se apoya la mano sobre el piston. Antes de hacer uso de este aparato es conveniente asegurarse si las aberturas *a* no están obstruidas; porque si el gas comprimido en la parte B no encontraba salida, podria determinar la explosion del aparato.

Experiencia f. Vertiendo vinagre sobre un pedazo de creta, se provoca el desprendimiento de ácido carbónico. El ácido acético del vinagre, aun cuando sea muy débil, no deja de desprender ácido carbónico, por la estremada tendencia de este último á tomar el estado gaseoso. Comprimido á 0° bajo una presion de 36 atmósferas, el ácido carbónico pasa al *estado líquido* y produce entonces, volviendo á tomar el estado gaseoso, un descenso de temperatura calculado en 100°, bastante grande para hacerle adquirir el estado sólido y darle el aspecto de nieve.

166. DESCOMPOSICION DEL ÁCIDO CARBÓNICO. La experiencia siguiente demuestra con claridad que el ácido carbónico, gas incoloro, contiene carbono. Se adapta á un frasco en donde se produce un desprendimiento de ácido carbónico (164) un tubo de diámetro bastante grueso, en el que se introduce, despues de haberle secado con papel de filtro un fragmento de potasio del tamaño de un guisante (figura 89), que se calienta despues con una lámpara. El potasio es un metal análogo al sodio; tiene una afinidad tal para el oxígeno, que bajo la influencia del calor se lo quita aun al ácido carbónico. Se

forma óxido potásico ó potasa (KO), base enérgica que se combina inmediatamente con una parte del ácido carbónico y forma carbonato de potasa coloreado en negro, por el carbon que el potasio ha puesto en libertad. Si se sumerge el tubo en agua, el carbonato de potasa se disuelve; pero el carbon queda y puede recogerse sobre un filtro. La reaccion del líquido será alcalina, porque el ácido carbónico no es bastante enérgico para destruir el carácter alcalino de las bases poderosas, tales como la potasa. Se puede demostrar perfectamente la presencia del ácido carbónico, porque un ácido mas enérgico le desprenderá con efervescencia.

El ácido carbónico está compuesto de un equivalente ó seis partes en peso de carbono, asociado á dos equivalentes ó diez y seis partes en peso de oxígeno = CO^2.

167. ORÍGENES DEL ÁCIDO CARBÓNICO. El ácido carbónico se produce constantemente y en toda la superficie del globo, pero con particularidad:

a). En todos los terrenos volcánicos como Nápoles, en la Gruta del Perro, en las cavernas de Pyrmont y las hendiduras de los volcanes de los Andes, de donde sale en cantidades considerables.

b). Por la combustion de las materias orgánicas.

c). Por la respiracion de los hombres y animales: podemos convencernos de esta verdad haciendo pasar por medio de un tubo el aire que sale de los pulmones á traves del agua de cal: esta se enturbia y deja depositar carbonato de cal. El aire inspirado deja á la sangre una parte de su oxígeno: este se combina con las materias orgánicas que quema, y es expelido al estado de ácido carbónico; así es necesario, en los sitios en que se encuentra una numerosa reunion de personas y en los que hay una gran cantidad de luces, hacer salir constantemente el aire viciado cargado de gas ácido carbónico y reemplazarle por aire fresco que viene de fuera. Tal es el objeto de la ventilacion.

d). Por la fermentacion que tiene lugar en la preparacion de los líquidos alcohólicos. El azúcar se trasforma en alcohol,

que queda en el líquido y le comunica sus propiedades, mientras que el ácido carbónico se desprende.

e). Por la descomposicion y putrefaccion de las materias vegetales y animales. Todos los cuerpos organizados contienen carbono, que durante la combustion lenta al contacto del aire, se une al oxígeno y da orígen al ácido carbónico. Se produce, pues, sobre la tierra, en el mar, en la atmósfera; en fin, en todas partes que existen seres organizados. Todo el ácido carbónico que se origina en estas diversas circunstancias, allí se acumularia, y concluiria el aire por estar de tal modo viciado, que se haria impropio para la respiracion; y con tanta mas rapidez, que la casi totalidad del oxígeno necesaria para la formacion del ácido carbónico es sustraida á la atmósfera. Felizmente no sucede así: el ácido carbónico, siendo uno de los principales alimentos de las plantas, estas asimilan el carbono bajo la influencia de la luz solar y ponen el oxígeno en libertad (figura 90).

Reactivo del ácido carbónico. Para reconocer el ácido carbónico libre, nos servimos generalmente del agua de cal (115); para investigarle en los cuerpos sólidos, se hace uso de un ácido con el cual producirán efervescencia y el gas desprendido será inodoro.

El *óxido de carbono* ya lo hemos estudiado (110).

Azufre y Oxígeno.

Acido sulfúrico (SO).

168. Ácido sulfúrico. El ácido sulfúrico es uno de los cuerpos mas importantes de la química, porque no solamente da orígen, uniéndose con las bases, á sales diariamente empleadas, sino que sirve para la preparacion de otra porcion de sustancias, como hemos visto para el hidrógeno, fósforo, cloro, ácido carbónico, etc. Es empleado con frecuencia en la industria para dar brillo á los metales; se usa en el encerado, etc. En las artes no se emplea mas que el ácido sulfú-

rico líquido, ó aceite de vitriolo; existen dos especies de él: 1.°, el ácido fumante ó de Nordhausen, de una consistencia mas espesa que él; 2.°, ácido sulfúrico, de las cámaras de plomo. Se puede preparar el ácido sulfúrico sólido de la manera siguiente:

169. ÁCIDO SULFÚRICO ANHIDRO. *Experiencia.* En un matracito colocado sobre un baño de arena provisto de un tubo encorvado en dos ángulos rectos, que vaya á parar á un frasco sumergido en agua tan fria como sea posible, se introducen 20 gramos próximamente de ácido fumante de Nordhausen (figura 91). Se calienta hasta que el ácido entre ligeramente en ebullicion; se desprenden entonces vapores que se esparcen en el aire bajo la forma de humos blancos, espesos, de un gusto ácido y picante, pero que se condensan en el frasco en agujas finas y sedosas. Este es el *ácido sulfúrico anhidro.* Se detiene la destilacion cuando el ácido cesa de hervir, y el tubo se calienta hasta el punto de no poderse tocar con la mano. El residuo que queda en el matraz no humea al aire; es el ácido sulfúrico ordinario; para destilarle sería necesario una temperatura cerca de 10° mas elevada, porque mientras el ácido hidratado no hierve sino á 325°, el ácido anhidro se trasforma ya en vapor entre 30 y 35°. Así es que la ebullicion cesa cuando se ha desprendido.

Experiencias con el ácido sulfúrico anhidro. Experiencia a. Si con una varilla de vidrio se coloca en el fondo de un matraz una pequeña cantidad del ácido que se acaba de preparar, se llena este matraz de humos blancos, y los cristales, absorbiendo la humedad del aire, se cambian en un líquido fumante; pero este carácter se pierde cuando la cantidad de agua llega á ser mayor: los vapores desaparecen y queda ácido sulfúrico ordinario. El agua así combinada no puede en manera alguna ser directamente separada del ácido; es necesario que este último se haya desde luego combinado con una base.

Experiencia b. Proyectado el ácido sulfúrico anhidro en el agua, produce un silbido parecido al que tiene lugar cuando se sumerge un hierro enrojecido.

Experiencia c. El ácido anhidro se disuelve en el ácido sulfúrico hidratado, y forma el ácido fumante, que no es otra cosa que una disolucion de ácido anhidro en el ordinario. La composicion del ácido sulfúrico anhidro es 16 (1 equivalente) de azufre y 24 (3 equivalentes) de oxígeno; su fórmula, será, pues, $= SO^3$.

170. ÁCIDO SULFÚRICO FUMANTE. Se le obtiene por la descomposicion del sulfato de protóxido de hierro (89).

Experiencia. Calentado en un tubo (figura 81) un cristal de protóxido de hierro, se convierte en blanco, perdiendo su agua. Calentado mas, toma una tinta parda; al mismo tiempo se desprende ácido sulfuroso, porque una pequeña parte del ácido se descompone en oxígeno que se une al hierro para oxidarle, y ácido sulfuroso que se desprende. El sulfato básico de sexquióxido de hierro así obtenido, abandona bajo la influencia de una temperatura elevada su ácido sulfúrico, que se desprende entonces al estado anhidro. Para la fabricacion en grande, esta calcinacion se hace en retortas de gres, y el ácido anhidro se recibe en el ácido sulfúrico hidratado, que ha quedado fumante. Su consistencia espesa y su procedencia (del vitriolo de hierro) han valido en otro tiempo á este ácido el nombre de aceite vitriolo; el de ácido sulfúrico de Nordhausen, es debido á que se ha estado fabricando en en esta localidad de Alemania durante dos siglos. La densidad del ácido fumante es 1,9.

El ácido de Nordhausen, expuesto al aire, exhala humos blancos, debidos al ácido anhidro, muy volátil, cuyos vapores se combinan con el agua de la atmósfera y se trasforman en ácido hidratado, que es diez veces menos volátil y no pueden estar mantenidos al estado gaseoso. El vapor acuoso, condensándose en el aire, nos ha presentado ya el mismo fenómeno. El ácido sulfúrico, mientras no se le pudo extraer mas que del sulfato de hierro, fue un producto raro y caro: en Inglaterra se descubrió hace mas de cien años un procedimiento de preparacion por medio del mismo azufre.

171. ÁCIDO SULFÚRICO MONOHIDRATADO. HO, SO^3. El carbon

y el fósforo, uniéndose, durante su combustion, con la mayor proporcion de oxígeno que les es posible, dan orígen á los ácidos carbónico y sulfúrico. No le sucede lo mismo al azufre, que no adquiere sino las $\frac{2}{3}$ partes de oxígeno necesario para su trasformacion en ácido sulfúrico: 16 partes de azufre, quemándose, se unen á 16 de oxígeno, y dan orígen al ácido sulfuroso (SO^2), que será preciso combinar con un tercer equivalente de oxígeno con el auxilio de un cuerpo que podrá fácilmente cedérsele; con este objeto se emplea el ácido nítrico.

Formacion del ácido sulfúrico. Un fragmento de azufre inflamado colocado en una cápsula sostenida por un hilo de hierro, se sumerge en un frasco lleno de aire y que contenga un poco de agua (figura 92). El azufre arde con la llama azul bien conocida, y el frasco se llena de gas ácido sulfuroso (64). Cuando el azufre se ha apagado, se separa y se reemplaza por un pedazo de madera, ó mejor todavía por un carbon impregnado de ácido nítrico concentrado; el frasco se llena al momento de vapores rojos. Estos vapores, que se reconocen perfectamente ser de ácido hiponítrico, indican que el ácido nítrico ha experimentado una reduccion; ha abandonado una parte de su oxígeno al ácido sulfuroso, y le ha trasformado en ácido sulfúrico, que se deposita en el fondo del frasco. Repitiendo muchas veces esta operacion, se puede preparar en poco tiempo bastante cantidad de ácido sulfúrico.

Experiencia. Si á una parte del líquido obtenido se le añaden algunas gotas de disolucion de una sal de barita (cloruro de bario), el líquido se enturbia y deja depositar un polvo blanco de sulfato de barita, totalmente insoluble en el agua y en los ácidos. Es tan sensible este reactivo, que aun podria enturbiar un vaso de agua que no contuviese mas que una sola gota del ácido sulfúrico preparado antes; asi es que siempre se emplea para reconocer el ácido sulfúrico.

172. FABRICACION DEL ÁCIDO SULFÚRICO. En grande, el ácido sulfúrico se produce por las mismas reacciones que acabamos de describir; solo que la oxidacion tiene lugar en espa-

ciosas cámaras de plomo. El azufre se quema en un horno, y el ácido sulfuroso, con un exceso de aire, pasa álas cámaras de plomo, en donde existe una cascada contínua de ácido nítrico. Este cede al ácido sulfuroso una parte de su oxígeno y se trasforma en bióxido de azoe. El bióxido de azoe, (AzO^2), en contacto con el aire, se combina con 2 equivalentes de oxígeno (162) y queda ácido hiponítrico AzO^4, que puede de nuevo abandonar al ácido sulfuroso la mitad de su oxígeno. Estas reducciones y oxidaciones sucesivas continúan mientras haya aire en las cámaras de plomo; es por lo que se hace constantemente salir el azoe, el cual arrastra una parte de los vapores nitrosos, que se procuran retener lo mas posible haciéndoles atravesar coke impregnado de ácido sulfúrico, en donde se disuelven en gran parte. La presencia de un exceso de vapor acuoso es una condicion indispensable para la produccion de estos fenómenos: así es que se hace llegar á muchos puntos de las cámaras de plomo el vapor de un generador; este vapor se condensa con el ácido sulfúrico sobre las paredes de las cámaras y se acumula en el fondo. La figura 93 podrá dar una idea de este fenómeno. Esta propiedad oxigenante del bióxido de azoe ha permitido reducir á 1 kilógramo la cantidad de ácido nítrico necesaria para la formacion de 30 kilógramos de ácido sulfúrico. Existen hoy fábricas en donde diariamente se hacen mas de 100 quintales de ácido sulfúrico. En otro tiempo no se empleaba mas que una gran cámara; el nitrato de sosa que se usaba se colocaba con ácido sulfúrico en un horno A, en que se verificaba la combustion del azufre. El ácido nítrico era arrastrado á la cámara C, con el ácido sulfuroso, mientras que en B se producia vapor acuoso que salia por los conductos b,b. Los gases sobrantes salian por la chimenea S.

El ácido que se obtiene en las cámaras de plomo es muy diluido; se le concentra primero en grandes calderas de plomo, y despues en aparatos de platino: el agua se evapora arrastrando una cantidad muy pequeña de ácido sulfúrico. Cuando el ácido ha adquirido una densidad de 1,84, se sus-

pende su concentracion y se le recibe en grandes botellas de gress llamadas *damajuanas*. El ácido sulfúrico así preparado, no puede concentrarse mas. Se convierte en *monohidratado*, es decir, que contiene combinadas químicamente 40 partes de ácido (1 equivalente) y 9 partes de agua (1 equivalente)

173. EXPERIENCIAS CON EL ÁCIDO SULFÚRICO. *Experiencia a.* El ácido sulfúrico abandonado al aire aumenta constantemente de peso; atrae con avidez la humedad del aire, y una exposicion prolongada durante muchos meses puede hacerle adquirir doble peso.

Experiencia b. Un pedazo de madera sumergido en el ácido sulfúrico, pardea; despues queda completamente negro, y se carboniza como por la incineracion. El ácido sulfúrico tiene tal afinidad para el agua, que determina la combinacion entre el hidrógeno y oxígeno de la materia orgánica y pone el carbono en libertad. La purificacion del aceite se funda en esta propieda d del ácido sulfúrico, que carboniza las sustancias extrañas á aquel. *El ácido sulfúrico destruye y carboniza la mayor parte de las sustancias orgánicas.*

Experiencia e. Una gota de ácido sulfúrico vertida sobre el papel, le ataca lentamente; pero si se añaden una ó dos gotas de agua, la descomposicion se hace mas rápida, porque el ácido sulfúrico, combinándose con el agua, produce un gran desprendimiento de calor. Es tambien necesario, cuando se deja caer ácido sulfúrico en la mano, tener cuidado de secarse rápidamente con un papel ó paño seco, y despues lavarse con mucha agua.

50 volúmenes de ácido sulfúrico, mezclados con 50 volúmenes de agua, no dan mas que 97 volúmenes de mezcla: hay contraccion, y esta va siempre acompañada de un gran desprendimiento de calor.

Experiencia d. Se tritura índigo en polvo con 8 veces su peso de ácido sulfúrico fumante, hasta que la mezcla sea bien íntima. Al cabo de algunos dias, el índigo se habrá disuelto; se podrá diluir en agua y obtener así un bello color azul, con el cual se tiñe la lana. El ácido sulfúrico monohidratado no disuelve sino imperfectamente el índigo.

Experiencia e. El ácido fumante expuesto al frio empieza á congelarse á 0°, mientras que el ácido monohidratado no se solidifica sino á — 34°.

Experiencia f. Una solucion de carbonato sódico neutralizada por el ácido sulfúrico diluido, evaporada despues hasta la saturacion, deja depositar por enfriamiento largos cristales muy solubles en el agua y dotados de sabor amargo. El ácido carbónico del carbonato sódico $NaOCO^2$, es desalojado por el ácido sulfúrico, que con la base forma sulfato sódico (sal de Glaubero). Casi todas las aguas de fuente contienen sulfatos solubles: en cuanto á los insolubles, se encuentran con frecuencia en masas enormes.

Experiencia g. 20 gramos de litargirio reducido á papilla con agua, y mezclados con 10 gramos de ácido sulfúrico, dan origen á una materia blanca *insoluble*, resultado de la combinacion del óxido plúmbico con el ácido sulfúrico; el sulfato de plomo.

Experiencia h. 20 gramos de óxido de cobre, tal como se destaca de las pequeñas laminitas de cobre calentadas al rojo, mezclados con 80 gramos de agua y 25 de ácido sulfúrico, producen un líquido coloreado de azul, y depositan bellos cristales azules, muy solubles, de sulfato de cobre (vitriolo azul). El ácido sulfúrico, empleado para limpiar los metales, y particularmente el cobre, sirve solo para disolver la ligera capa de óxido que se ha formado en la superficie de estos metales, y les priva de su brillo.

Experiencia i. Un clavo de hierro colocado en el fondo de un tubo de ensayo, y humedecido con 20 gotas de ácido sulfúrico, no es atacado. El ácido concentrado no ataca rápidamente el hierro; pero si se le añaden cuatro ó cinco veces su volúmen de agua, el hierro se disuelve, se produce una efervescencia debida al hidrógeno desprendido, y queda en el tubo sulfato de protóxido de hierro (89). El metal se oxida á espensas del oxígeno del agua y no del del ácido. Lo mismo sucede para el zinc y el estaño; así es que se hace uso para disolver estos metales de ácidos diluidos. Hay otros, por el

contrario, que no son atacados por el ácido concentrado, tales como el cobre, plata, etc., como veremos al tratar del ácido sulfuroso.

Experiencia h. El ácido sulfúrico, diluido en 2000 veces su volúmen de agua, activa la vegetacion si se riega con él un terreno cultivado: probablemente es porque hace solubles algunas materias que se hacen entonces susceptibles de contribuir á la alimentacion de los vegetales. Este mismo ácido, diluido en una cantidad de agua 10 veces menor, produciria el efecto contrario, y podria emplearse para quitar la yerba de los caminos que están invadidos de ella.

Acido sulfuroso (SO^2).

174. ÁCIDO SULFUROSO. Este gas no se produce solamente durante la combustion del azufre; puédese tambien obtener quitando al ácido sulfúrico un equivalente de oxígeno.

Preparacion Experiencia. En el matraz del aparato (figura 91) se introducen 15 gramos de cobre en pedacitos y 60 gramos de ácido sulfúrico. Se hará pasar el gas ácido sulfuroso que se desprenderá á traves de un frasco que contenga 100 centímetros cúbicos de agua (tomando las precauciones indicadas § 92). Esta agua disolverá una gran cantidad de él, adquirirá un gusto ácido y un olor picante, análogo al del azufre quemado. Un volúmen de agua disuelve 40 volúmenes de ácido sulfuroso. Cuando el agua está saturada, se separa el frasco y se le reemplaza por otro que contenga una disolucion de carbonato sódico, que absorberá el ácido sulfuroso para formar sulfito sódico, mientras que el ácido carbónico se desprenderá. Evaporada al fin de la operacion, esta agua dejará depositar cristales blancos, conocidos con el nombre de *anticloro*: se llaman así porque sirven para hacer desaparecer en los tejidos los últimos restos de cloro que pudieran

subsistir en ellos despues del blanqueo. Al estado de pureza esta sal no tiene olor; cuando se la humedece con ácido sulfúrico, este desaloja el ácido sulfuroso, que se reconoce por su olor.

Blanqueamiento por el ácido sulfuroso. Experiencia. Una infusion de leño de campeche, preparada agitando algunos pedazos de este leño con agua caliente, es decolorada en breve por la adicion de algunas gotas de ácido sulfuroso. Este ácido destruye los colores vegetales. Se blanquea la paja, la lana, la seda, las cuerdas de intestino, principalmente las materias animales, por medio del ácido sulfuroso. Para eso se suspenden estas materias humedecidas en cuartos mas ó menos grandes, donde se hace penetrar el ácido sulfuroso, producido por la combustion del azufre. Podemos convencernos, por una interesante experiencia, del poder decolorante del ácido sulfuroso: basta suspender una flor de colores vivos encima de una mecha de azufre encendida. Pero si se añade á la infusion de campeche decolorada algunas gotas de ácido sulfúrico, se ve reaparecer la tinta coloreada. El color no es, pues, destruido, del mismo modo que por el cloro; forma con el ácido sulfuroso una combinacion, que un ácido mas enérgico descompone de nuevo.

Experiencia. Los cuerpos inflamados se apagan cuando se les sumerge en una atmósfera de ácido sulfuroso, como sucede en el ácido carbónico ó en el azoe, porque estos cuerpos no tienen oxígeno libre ó fácil de poner en libertad. Esto es lo que explica por qué cuando se echa azufre en el hogar de una chimenea encendida, este azufre, en combustion, absorbe todo el oxígeno del aire que entra en el hogar, y el fuego, encontrándose en una atmósfera de ácido sulfuroso, debe necesariamente apagarse.

175. Nos falta estudiar la trasformacion que ha experimentado el cobre con que ha sido preparado el ácido sulfuroso.

Experiencia. Cuando el residuo del matraz está frio, se le añade agua por pequeñas porciones; se calienta suavemente hasta la ebullicion y se deja hervir hasta que toda la sal se haya disuelto. La solucion es muy coloreada y turbia, por-

que contiene algunas impurezas, principalmente el carbon contenido en el metal; se aclara por la filtracion. Enfriado con lentitud el líquido, deposita hermosos cristales azules de *sulfato de cobre*; la misma sal que se ha obtenido disolviendo directamente el óxido cúprico. El oxígeno que ha servido para la oxidacion del metal ha sido suministrado por el ácido sulfúrico. Una mitad de este ácido se ha descompuesto en oxígeno, que se ha unido al cobre para oxidarle, y en ácido sulfuroso, mientras que la otra mitad se ha combinado con el óxido formado. Si el cobre pudiera, como el hierro, disolverse en el ácido diluido, sería necesario una cantidad de disolvente la mitad menor; así es que es mas económico, para preparar el sulfato de cobre, oxidar previamente el metal en contacto del aire. La plata y el mercurio se conducen como el cobre; no se disuelven mas que en los ácidos concentrados.

Descomposicion del ácido sulfúrico por el carbon. Cuando se quieren preparar grandes cantidades de ácido sulfuroso, se descompone el ácido sulfúrico calentándole con carbon en polvo. El carbon toma del ácido un equivalente de oxígeno, y se trasforma en óxido de carbono, que se desprende al mismo tiempo que el ácido sulfuroso.

En los dos compuestos oxígenados de azufre que acabamos de estudiar, el azufre está siempre combinado con el oxígeno en las siguientes proporciones:

16 de azufre (1 equivalente) con 24 de oxígeno (3 equivalentes) = SO^3
16 id. id. con 16 id. (2 equivalentes) = SO^2

El azufre forma ademas con el oxígeno otras cinco combinaciones ácidas, que la mayor parte no tienen mas que un interes científico, y son:

El ácido hiposulfuroso.
El ácido hiposulfúrico trisulfurado.
El ácido hiposulfúrico bisulfurado.
El ácido hiposulfúrico monosulfurado.
El ácido hiposulfúrico.

Su estudio en una obra de esta índole ofrece muy poco interes.

Fósforo y Oxígeno.

Ácido fosfórico (PhO^5).

Encontrado en los huesos, por Schelee y Gahn en 1769.

176. Ácido fosfórico. Cuando el fósforo arde con llama en el aire ó en el oxígeno, produce humos blancos ácidos, de *ácido fosfórico*; 31 partes de fósforo ó 1 equivalente, se unen á 40 partes ó 5 equivalentes de oxígeno: la fórmula será, pues, PhO^5. Si la combustion ha tenido lugar en un vaso cerrado y seco, se verá depositarse en él un polvo blanco (ácido fosfórico anhidro) que atrae la humedad del aire y queda líquido; el ácido fosfórico anhidro, es en efecto, delicuescente y por consecuencia muy soluble, proyectado en el agua, produce un ruido análogo al que produciria un hierro enrojecido. Se puede obtener tambien el ácido fosfórico hirviendo el fósforo en el ácido nítrico; la oxidacion tiene lugar á espensas del oxígeno de este último ácido. El ácido fosfórico se encuentra en un gran número de cuerpos, principalmente en los huesos de los animales.

Experiencia. Un hueso seco, cuyo peso sea conocido, puesto al fuego, queda negro; despues blanco, al cabo de cierto tiempo; si se le pesa entonces, se verá que ha perdido un tercio de su peso. Esto procede de que la materia orgánica, la gelatina, que entra en la constitucion de los huesos, ha desaparecido, y sus elementos, quemados, combinados con el oxígeno, se desprenden bajo la forma gaseosa; el residuo constituye las cenizas de los huesos, compuestos principalmente de fosfato cálcico. Despues de haber pulverizado estas cenizas, se pesan de ellas 25 gramos, y se humedecen con 16 de ácido sulfúrico diluido en 120 gramos de agua, y se les expone durante muchos dias en un sitio caliente, agitando la mezcla frecuentemente. Cuando la accion ha sido bas-

tante prolongada, se vierte el líquido sobre una tela; la parte clara que pasa, contiene todo el ácido fosfórico (fosfato ácido de cal), mientras que el ácido sulfúrico, unido á la cal, forma una masa blanca que se lava con mucha agua, para conservarla despues de haberla desecado (164). El ácido sulfúrico desaloja el ácido fosfórico por via húmeda. Lo contrario tiene lugar bajo la influencia de una temperatura elevada. Calcinado con el ácido fosfórico, pierde el yeso su ácido sulfúrico, porque el ácido fosfórico puede resistir á una temperatura elevada sin volatilizarse.

Para preparar el fósforo, se evapora el líquido ácido y las aguas de locion hasta consistencia siruposa; se hace con esta y carbon en polvo una pasta que se introduce cuando está bien seca en retortas, donde se hace la descomposicion.

Esta preparacion nos ofrece un ejemplo de la diferencia de las afinidades cuando cambian las condiciones: el ácido sulfúrico, que desaloja el ácido fosfórico por vía húmeda, es á su vez eliminado por este último á una temperatura elevada. Siendo el ácido fosfórico un ácido fijo, se le puede calentar hasta que se trasforme en una masa vítrea.

Reactivos del ácido fosfórico. Para reconocer la presencia del ácido fosfórico en un líquido, hay que descomponer los carbonatos que en él existan por medio del ácido nítrico, hacer el líquido alcalino por medio del amoniaco, y añadir despues algunas gotas de una solucion de nitrato de plata, que produce un precipitado amarillo (fosfato de plata). Si el ácido fosfórico ha sido calcinado, el precipitado será blanco, porque el ácido ha experimentado entonces una modificacion. Se puede reconocer tambien la presencia del ácido fosfórico en un líquido exento de hierro y alúmina, precipitándole por el amoniaco: se formará un precipitado blanco de fosfato de cal. Si la solucion no contenia cal, se empezará por añadir una sal de magnesia antes de hacer uso del amoniaco: el ácido fosfórico forma con estas dos bases una sal blanca, que precipita en pequeños cristales insolubles en un exceso de amoniaco (251).

El cuerpo de un hombre adulto contiene:

4,5 á 6	kilóg.	de huesos desecados, producen
3 á 4	kilóg.	de cenizas de huesos, ó
2,5 á 3,5	kilóg.	de fosfato de cal, ó
1,1 á 1,5	kilóg.	de ácido fosfórico, que tiene
0,5 á 0,65	kilóg.	de fósforo.

El ácido fosfórico existe tambien en la sangre; por consiguiente en todas las partes del cuerpo. Este ácido no tiene otro orígen que las plantas de que los hombres y los animales se alimentan. El pan, las cereales, las leguminosas, las semillas de todas las plantas, contienen ácido fosfórico. Una tierra privada de ácido fosfórico, ó que solo contenga cortísima cantidad no permite vegetacion alguna ó no da orígen mas que á plantas raquíticas. Tambien el fosfato de cal de los huesos constituye un poderoso abono. Veremos despues que solo el ácido fosfórico no bastaria para la vida de la planta.

Acido fosforoso (PhO^3).

177. Ácido fosforoso. Este ácido, que no contiene mas que 3 equivalentes de oxígeno para 1 de fósforo, se produce generalmente cuando el fósforo se oxida con lentitud al aire á una temperatura baja. Combinado el fósforo con 1 equivalente de oxígeno, forma un ácido muy ávido de este cuerpo, el ácido *hipofosforoso*; la materia roja producida durante la combustion imperfecta del fósforo (142, 143) tiene una composicion no determinada todavía; contiene fósforo alotrópico (139).

El ácico fosfórico (PhO^5) está compuesto de 31 partes (1 equivalente) y 40 partes (5 equivalentes) de oxígeno, mientras que el ácido fosforoso (PhO^3) no contiene para la misma cantidad de fósforo sino 24 partes (3 equivalentes) de oxígeno.

Cloro y Oxígeno.

178. El cloro no tiene gran afinidad para el oxígeno, y sus ácidos oxigenados no se forman en general sino en presencia de bases enérgicas, á las que se unen en el momento de su formacion; son, sin embargo, en número de cinco estos ácidos.

1. El *ácido hipocloroso* (ClO), compuesto de 2 volúmenes (1 equivalente) de cloro combinados con 1 volúmen (1 equivalente) de oxígeno. Este ácido es notable por la propiedad que posee de destruir los colores orgánicos, porque se descompone fácilmente en oxígeno libre y en cloro; es al que debe su accion el hipoclorito de cal.

2 y 3. El *ácido cloroso* (ClO^3) y el *hipoclórico* (ClO^4), que no se emplean.

4. El *ácido clórico* (ClO^5), formado por 1 equivalente de cloro combinado con 5 equivalentes de oxígeno. Esta gran proporcion de oxígeno que se desprende bajo la influencia del calor, hace que se empleen con frecuencia los cloratos para preparar el oxígeno, ó para oxidar otros cuerpos. El compuesto de este ácido mas conocido y que se fabrica en grande, es el clorato de potasa, del que ya hemos tenido ocasion de hablar.

5. El *ácido perclórico* no es mas que un producto de laboratorio; es el mas estable de todos los ácidos de cloro.

El *bromo* y el *iodo* dan con el oxígeno combinaciones análogas á las del cloro, y muy poco estables tambien.

El *fluor* no ha podido hasta ahora ser combinado con el oxígeno.

Cyanógeno y Oxígeno.

179. El cyanógeno (C^2Az), aunque formado de dos elementos, se conduce con las demas sustancias como un cuerpo simple; puede dar directamente orígen á sales y puede tambien combinarse con el oxígeno. Una de estas combinaciones es notable, por la violencia con que se descompone produciendo una detonacion. Ha recibido el nombre de *ácido fulmínico*; este último, combinado con los óxidos de mercurio ó de plata, forma el fulminato de mercurio y de plata, que se destruyen al menor choque. Tenemos un ejemplo de esto en los pistones de las armas de fuego, que contienen solo algunos milígramos de fulminato. La detonacion es debida á la espansion rápida del nitrógeno y óxido de carbono, producidos durante la descomposicion. La otra combinacion del cianógeno, el *ácido ciánico*, es tambien muy poco estable, pero no se descompone con esplosion; una gota de este ácido colocada sobre la piel, determina en ella la formacion de una ampolla.

Estos dos ácidos están compuestos de los mismos elementos y en la misma proporcion, pero agrupados de distinto modo; por esta razon se les llama isómeros.

Boro y Oxígeno.

180. Ácido bórico (BO^3). En una capsulita (figura 95) se disuelven 20 gramos de bórax en 50 de agua hirviendo y se añade sucesivamente ácido clorhídrico hasta que el líquido esté fuertemente ácido. Por enfriamiento, el ácido bórico se deposita bajo la forma de láminas delgadas, que se purifican

disolviéndolas en agua pura y haciéndolas cristalizar de nuevo. El bórax es una combinacion de sosa y ácido bórico; este último, que el ácido clorhídrico desaloja, y es muy poco soluble en agua fria, cristaliza por enfriamiento. La mayor parte del ácido bórico que se usa es traido de la Toscana, donde se desprende del suelo con otros productos, por algunas hendiduras, *suffioni;* se le dirige á estanques llenos de agua, *lagoni*; el ácido se disuelve, ai mismo tiempo que el calor de los gases que salen de estas hendiduras concentra la disolucion.

Experiencia. Se encorva en forma de gancho ó anillo la extremidad de un hilo de platino de cierta longitud: se le calienta hasta el rojo, y despues se sumerge rápidamente en el ácido bórico en polvo. Los cristalitos que adhieren al platino están colocados en la extremidad del dardo producido en la llama de una lámpara de alcohol por medio del soplete (fig. 96). Se hinchan primero, perdiendo toda su agua de cristalizacion, despues entran en fusion, y se concluye por obtener una bolita incolora y trasparente de ácido bórico fundido. El ácido bórico no se volatiliza sino á una temperatura muy elevada; Los óxidos metálicos fundidos con el ácido bórico producen vidrios de distintos colores, segun los óxidos. La mayor parte de las combinaciones del ácido bórico se hacen vítreas por la fusion, lo que hace se las emplee para los esmaltes.

181. SOPLETE. El soplete es un instrumento frecuentemente empleado en química para quemar, volatilizar, fundir, oxidar ó reducir pequeñas cantidades de materia. El dardo producido por la corriente de aire está compuesto de dos llamas distintas: la una *interior*, pequeña, azul, *llama reductora;* la otra grande, exterior y amarillenta, á que se da el nombre de *llama oxidante*. Cuando se quiere reducir un óxido se le coloca en la llama azul, muy cargada de carbono; en el caso contrario, se mantiene el metal en la extremidad del dardo, donde afluye el oxígeno del aire. Para ejercitarse se coloca en una cavidad muy ligera, practicada en un carbon sin hendiduras, un fragmentito de plomo, que se oxida primero á la

llama exterior para reducirse en seguida en la interior. Es necesario habituarse á soplar no con los pulmones, sino con los carrillos, que deben estar constantemente llenos de aire, mientras que la respiracion se hace por la nariz, como de ordinario; se llega fácilmente por este medio á conseguir una corriente contínua y prolongada de aire sin fatigarse.

182. VOLATILIZACION DEL ÁCIDO BÓRICO. *Experiencia.* El ácido bórico reducido á polvo fino hace arder el alcohol con una llama verde. Asi se reconoce la presencia de este ácido. La coloracion de la llama es debida á una pequeña cantidad de ácido bórico que se volatiliza con el alcohol, aunque por sí misma sea fija. Un fenómeno análogo tiene lugar cuando se hace hervir una disolucion acuosa de ácido bórico; pero es mas sensible con el alcohol, porque el ácido forma con este último cuerpo una combinacion que destila. Sucede con frecuencia que los cuerpos fijos son arrastrados con los vapores de un líquido muy volátil en el que se encuentran en disolucion. Así es que el vapor acuoso puede arrastrar la sílice que ciertamente no es volátil; así tambien el agua de mar, al evaporarse, arrastra pequeñas cantidades de sal que vuelven á caer con la lluvia.

El ácido bórico, que los ácidos débiles desalojan por vía húmeda, es mas enérgico todavía que el ácido fosfórico á temperaturas elevadas.

Silicio y Oxígeno.

183. ÁCIDO SILÍCICO Ó SÍLICE. $SiO.^3$ La sílice, tan frecuente en la superficie del globo, constituye un verdadero ácido. Se encuentra en un estado casi puro en el cuarzo, en algunos gres, en el pedernal, etc., y en un completo estado de pureza en el cristal de roca, donde adquiere la forma regular de cris-

tales de seis caras (fig. 97), de una limpieza tal alguna vez, que se les puede tallar como piedra preciosa. El ópalo, ágata, jaspe, calcedonia, estan formados de ácido silícico coloreado por óxidos metálicos; en la arena tiene generalmente un color amarillo ó rojo, debido al óxido de hierro. La sílice da chispas con el eslabon; es insoluble en el agua y en los ácidos (excepto el fluorhídrico). Acaso parecerá extraño asimilar á los ácidos una materia tan inerte como la sílice; por consiguiente, forma con las bases sales tan bien caracterizadas como las de los demas ácidos.

Experiencia. Una pequeña cantidad de arena en polvo muy fino, hervida durante muchas horas en una disolucion concentrada de potasa cáustica, en la que se ha tenido cuidado de reemplazar el agua á medida que se evapora, comunica al líquido una tinta opalina debida á una cantidad pequeña de sílice que se disuelve y se combina con la potasa. Esta solucion, exactamente neutralizada con ácido clorhídrico diluido, deja depositar una materia blanca semitransparente (sílice gelatinosa). Si el líquido estaba diluido en 10 ó 12 veces su volúmen de agua, esta separacion no tendria lugar; la sílice quedaria en disolucion. La sílice soluble, evaporada y desecada aun á temperaturas bajas, pierde la propiedad de disolverse de nuevo en el agua. Conocemos, pues, la sílice bajo dos estados: uno *insoluble*, como son las rocas cuarzosas, y otro *soluble*, en cuyo estado se encuentra en el agua y en las plantas. Casi todas las aguas corrientes y todas las plantas contienen una pequeña cantidad de sílice que se encuentra en el residuo que deja la evaporacion del agua ó en las cenizas de la planta. Los vegetales mas ricos en sílice son las gramíneas, de quien forma, puede decirse, la armadura que sostiene los tallos. Cuando el suelo es muy pobre en sílice soluble, la paja de las cereales no adquiere bastante consistencia y es fácil que caigan. Se encuentra tambien sílice en el reino animal; los dérmato-esqueletos de muchos infusorios microscópicos están casi exclusivamente formados por ella.

Las propiedades ácidas de la sílice no se hacen evidentes

sino á una temperatura muy elevada; son entonces mas enérgicas que las del ácido bórico, porque la sílice no es volátil á temperatura alguna y no se ha fundido todavía mas que al soplete de gas detonante. Las combinaciones de la sílice con las bases nos son conocidas, principalmente al estado amorfo, en el vidrio; sin embargo, adquieren con facilidad formas cristalinas por un enfriamiento lento: las rocas primitivas son la prue ba de ello, y la habilidad del fabricante de vidrio consiste en impedir la formacion de estos cristales.

RESÚMEN DE LOS OXÁCIDOS.

1.° Casi todas las combinaciones de los metaloides con el oxígeno son ácidos (oxácidos).

2.° La mayor parte de las combinaciones oxigenadas de los metales son *bases*.

3.° Los ácidos enrojecen la tintura azul de tornasol; las bases vuelven azul la tintura roja (cuando son solubles).

4.° Los ácidos y las bases difieren en el sabor (cuando son solubles).

5.° Un ácido que se combina con una base da orígen á una sal: al mismo tiempo las propiedades ácidas del uno y las alcalinas de la otra desaparecen: las diversas sales tienen diferentes sabores cuando son solubles: las insolubles son insípidas.

6.° El carácter de los ácidos es dar orígen á sales cuando se combinan con las bases: los cuerpos que gozan de esta propiedad son ácidos aun cuando sean insolubles é insípidos, y recíprocamente para la bases.

7.° La mayor parte de los ácidos, en el estado en que se hace uso de ellos, están combinados con cierta cantidad de agua (hidratados). Algunos no pueden obtenerse sin agua de combinacion. Los ácidos diluidos son aquellos á los que se ha añadido una cantidad de agua indeterminada.

8.° El mismo cuerpo, combinándose en muchas proporciones con el oxígeno, puede dar orígen á ácidos diferentes.

9.° Los ácidos no tienen todos la misma afinidad para las bases: se distinguen los ácidos enérgicos y los ácidos débiles; estos son desalojados de sus combinaciones por los primeros.

10. Los ácidos fijos son mas poderosos á temperaturas elevadas (por via seca) y mas débiles á la temperatura ordinaria (via húmeda) que los ácidos volátiles. Las condiciones de afinidad varían con la temperatura.

11. Los ácidos que hemos estudiado se han llamado *oxácidos*, porque es al oxígeno á quien deben sus propiedades ácidas.

12. Las sales formadas por estos ácidos con las bases se llaman tambien *oxisales*.

SEGUNDO GRUPO.

Hidrácidos ó combinaciones de los cuerpos halógenos con el hidrógeno.

184. El hidrógeno, combinandose con muchos metaloides, tiene la propiedad de convertirles en ácidos. Los cuatro cuerpor halógenos, cloro, bromo, iodo y fluor, á los que puede añadirse el cianógeno, dan orígen á los hidrácidos mas enérgicos. El oxígeno puede formar con un mismo cuerpo muchos ácidos diferentes; pero el hidrógeno no dá con este mismo metaloide mas que un solo ácido.

Cloro é Hidrógeno.

Acido clorhídrico (HCl).

Llamado en otro tiempo *espíritu de sal*, *ácido marino*, *ácido muriático*, ha sido definido como gas por Priestley en 1772. Su verdadera composicion se ha establecido por Gay-Lussac y Thenard.

185. Ácido clorhídrico. *Experiencia.* Si se vierte ácido

sulfúrico en una cápsula de porcelana en cuyo fondo haya un poco de sal marina, se produce una viva efervescencia durante la cual se desprende un gas de olor picante, sabor ácido, y que enrojece el papel azul de tornasol previamente humedecido: es el gas *ácido clorhídrico*. Se le reconoce fácilmente por medio de una varilla impregnada de amoniaco que produce al aproximarla á dicho ácido abundantes vapores blancos. El olor del ácido y el del amoniaco desaparecen, y se forma una sal (el clorhidrato amónico), (1) cuyas partículas, sólidas é inodoras, se sostienen en el aire. Se puede por este medio demostrar con facilidad la presencia de vapores clorhídricos, ó recíprocamente de vapores amoniacales, y destruir estos vapores porque hacen la respiracion penosa y son perjudiciales á la salud.

Preparacion del ácido clorhídrico. Experiencia. En un matracito colocado en un baño de arena y que contenga una mezcla de 10 gramos de agua con 30 de ácido sulfúrico previamente enfriada, se introducen 20 gramos de sal marina y se adapta despues con rapidez un tubo de dos curvaturas, cuya rama mas larga se sumerge en un frasco que contenga próximamen te 40 gramos de agua (fig. 98). Si se calienta el baño de arena, el gas ácido clorhídrico se desprende; pero con menos fuerza que antes, porque el ácido clorhídrico está diluido en agua. La rama mayor del tubo no debe sumergirse sino muy poco en el agua; de otra manera un enfriamiento accidental podria determinar la aspiracion en el matraz de todo el líquido contenido en el frasco. El gas ácido clorhídrico tiene, en efecto, tal afinidad para el agua, que si el desprendimiento se detiene un instante se disuelve con mas rapidez que se forma; se produce un vacío, y la presion del aire hace subir el líquido al matraz (92). Un gas disolviéndose, es decir, adquiriendo el estado líquido, abandona una parte de su calor latente y calienta el agua; por consiguiente, siendo el gas menos soluble en agua caliente que en la fria, es necesa-

(1) Clururo amónico, pues no se admiten los clorhidratos. (*N. del T.*)

rio enfriar el frasco para obtener una solucion concentrada de ácido clorhídrico. Si el líquido, aumentando de volúmen, se eleva en el recipiente hasta hacer sumergir el tubo demasiado, se baja un poco el frasco separando alguno de sus sostenes.

El agua disuelve 500 veces su volúmen de gas clorhídrico á 0° y 460 veces á + 20°; esta solucion esparce al aire vapores blancos del ácido que se desprende. Hervida una disolucion concentrada de ácido clorhídrico, pierde una gran cantidad de este gas, y queda una combinacion definida de ácido y agua, mas densa que esta última, y que hierve á 110.°

El ácido clorhídrico del comercio está generalmente coloreado de amarillo; contiene ácido sulfuroso, ácido sulfúrico, hierro, y rara vez cloro ó arsénico. Se obtiene descomponiendo la sal marina por el ácido sulfúrico en grandes cilindros de hierro. El gas que se desprende se recibe en bombones de tres tubuladuras llenos de agua y unidos entre sí; estos vasos tienen una disposicion análoga á la que presenta la fig. 99; pero son mucho mas grandes. Cuando el agua del primer botijo ó bombon se ha saturado, el gas va al segundo, despues al tercero, etc. Los frascos de dos ó tres tubuladuras se llaman aparatos de Woulf; el tubo de enmedio es de seguridad, por el que tiene entrada el aire cuando hay absorcion. La sal marina está compuesta de cloro y sodio; en presencia del ácido sulfúrico, el metal del cloruro descompone el agua, da orígen á una base, la sosa, que se une al ácido sulfúrico, mientras que el cloro é hidrógeno, puestos en libertad y teniendo gran afinidad entre sí, se combinan. El sulfato de sosa (sal de Glaubero), que queda bajo la forma de una masa blanca, sirve para la fabricacion del carbonato de sosa.

El ácido clorhídrico (HCl) está formado de un equivalente de hidrógeno unido á un equivalente de cloro.

Si se llena en la oscuridad un frasco de partes iguales de hidrógeno y cloro, estos dos gases no se combinarán directamente; pero la combinacion tendrá lugar, por el contrario, con una violenta detonacion, si un rayo directo de sol hiere en el frasco, que lo romperá inmediatamente. Esta peligrosa

experiencia demuestra que la luz interviene en muchas reacciones químicas.

186. EXPERIENCIAS CON EL ÁCIDO CLORHÍDRICO. *Experiencia a.* Si se vierte el ácido clorhídrico en un matracito que contenga algunas puntas de Paris, se produce una viva efervescencia debida al desprendimiento de un gas inflamable, el hidrógeno. En contacto del metal, el ácido clorhídrico se descompone en cloro, que se une al metal, é hidrógeno, que se desprende. La combinacion del cloro con el hierro, el protocloruro de hierro (FeCl), es soluble disuelto en una corta cantidad de agua caliente; filtrado y expuesto en un sitio frio, se deposita en cristales verdes. El ácido clorhídrico obra del mismo modo sobre muchos otros metales.

Experiencia b. Si en vez de hierro es el orin de este metal lo que se encuentra en el frasco, se disuelve sin efervescencia; el hidrógeno en presencia del oxígeno del óxido de hierro forma agua. La solucion no es ya clara como anteriormente; es parda, cristaliza con dificultad y deja por evaporacion una masa parda de sexquicloruro de hierro (Fe^2Cl^3), combinacion que contiene mas cloro que la anterior.

Experiencia c. Una disolucion de protocloruro de hierro, á la que se añade agua de cloro, cambia de color, se convierte en parda y deja por evaporacion sexquicloruro de hierro; el cloro que se ha combinado con el protocloruro le ha convertido en sexquicloruro.

Experiencia d. Si á una disolucion de sosa se añade poco á poco ácido clorhídrico, llega un momento en que el líquido no es ni alcalino ni ácido. El ácido clorhídrico puede, pues, neutralizar las bases como los oxácidos. Evaporada la disolucion dejará depositar cristales cúbicos que fácilmente se reconocerán en el sabor ser de sal marina. El oxígeno de la base se ha combinado como anteriormente con el hidrógeno del ácido para formar agua, mientras que el cloro y el sodio han dado orígen á la sal. Si en lugar de sosa se emplea carbonato de sosa, la reaccion es la misma, y el ácido carbónico se desprende con efervescencia.

Experiencia e. En un gran vaso de agua pura donde se haya vertido una gota de ácido clorhídrico, algunas gotas de una solucion de nitrato de plata producen un precipitado blanco, lo que no tiene lugar en el agua destilada pura. Este precipitado es debido al cloruro argéntico que se forma; es insoluble en el agua. El nitrato de plata es el mejor reactivo para investigar el cloro.

El ácido clorhídrico, cuando está diluido en 800 á 900 veces su volúmen de agua, tiene sobre la tierra la misma accion fertilizante que el ácido sulfúrico (173).

187. SALES HALÓIDEAS. Los otros tres metaloides y el cyanógeno, que hemos llamado halógenos, se conducen como el cloro y dan orígen, uniéndose á los metales, á sales que se llaman halóideas.

Como hemos visto, estas sales se forman:

1.° Cuando un cuerpo halógeno se encuentra en presencia de un metal (156).

2.° Por la accion de un halógeno sobre un óxido metálico (152).

3.° Por la disolucion de un metal en un hidrácido (186).

4.° Por la disolucion de un óxido en un hidrácido (186).

Considerando la formacion de estas sales en los dos últimos casos, se podria preguntar por qué no se admite que el hidrácido se combina directamente con la base, como el ácido sulfúrico, por ejemplo, con el óxido de hierro. Pero las sales halóideas no contienen esencialmente mas que el metal unido al cuerpo halógeno: en el estado seco no se encuentra en ellas ya ni hidrógeno ni oxígeno. Cuando una de estas sales contiene agua ó se halla en disolucion, se puede igualmente admitir que se ha formado por la combinacion directa del metal y el cloro ó del ácido clorhídrico y el óxido; el oxígeno y el hidrógeno pueden considerarse como pertenecientes al agua. La sal marina en disolucion podrá ser considerada igualmente como sal marina y agua ($NaCl + HO$) ó como clorhidrato de sosa (NaO, HCl). En otra época se consideraban los cloruros como clorhidratos; de ahí los nombres de clorhidra-

to de cal, de barita, de hierro, etc. Para designar las diferentes combinaciones del cloro con un metal, se colocan delante de la palabra cloruro las partículas *proto*, *sexqui*, *bi* ó *per*, que tienen el mismo valor que delante de la palabra óxido (154).

188. AGUA REGIA. *Experiencia.* En dos matraces que contengan el uno 10 gramos de óxido nítrico, el otro 15 de ácido clorhídrico, se introduce oro fino batido. Se pueden hervir los líquidos sin que el metal se disuelva; pero desaparecerá en el momento que el contenido en uno de los matraces se vierta en el otro. Esta propiedad de disolver el oro y los metales preciosos ha hecho que se denomine á la reunion de estos dos líquidos *agua regia.* Evaporando la disolucion de oro quedará una sal de color amarillo naranjado compuesta de cloro y oro. El ácido clorhídrico no es descompuesto por el oro como lo es por el hierro; así, que es necesaria la presencia de un cuerpo que ponga el cloro en libertad, y la accion del ácido nítrico es fácil de explicar cuando se recuerda la del bióxido de manganeso en la preparacion del cloro. Una parte del oxígeno del ácido nítrico se combina con el hidrógeno del ácido clorhídrico y produce ácido hiponítrico y cloro:

$$\underbrace{HO,NO^5}_{\text{Ácido nítrico.}} + \underbrace{HCl}_{\text{Ácido clorhídrico.}} = \underbrace{2HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{NO^4}_{\text{Ácido hiponítrico.}} + \underbrace{Cl}_{\text{Cloro.}}$$

Hallándose el cloro al estado naciente en presencia del oro, entra en combinacion con él. El agua regia obra al mismo tiempo como clorurante y como oxidante: produce un cloruro con un metal, y trasforma el azufre en ácido sulfúrico.

Bromo, Iodo, Fluor é Hidrógeno.

189. ÁCIDO BROMHÍDRICO, ÁCIDO IODHÍDRICO. Estos dos ácidos se obtienen descomponiendo por el ácido sulfúrico los bromuros y ioduros. Sus caractéres químicos son los del ácido

clorhídrico, y sus combinaciones análogas á las de este cuerpo. (1) Los bromuros y ioduros se encuentran en pequeña proporcion en el agua de mar, y con frecuencia en los manantiales salados ó en las salinas.

190. Ácido fluorhídrico. *Experiencia.* En un mortero de hierro (fig. 100) que se haya frotado con un papel impregnado de aceite, ó mejor en una cajita de plomo, se mezclan diez gramos de espato fluor en polvo y bastante ácido sulfúrico para formar una pasta; se tapa despues el vaso con una lámina de vidrio recubierta de una ligera capa de cera, sobre la que se han trazado por medio de una punta de acero ó cualquier cuerpo duro, rasgos ó dibujos determinados. Despues de algunas horas se separa la lámina de vidrio y se la quita por el calor ó la esencia de trementina la cera que todavía la recubre: se encontrará corroido el vidrio en todos aquellos sitios en que la punta habia primeramente separado la cera.

El espato fluor es fluoruro cálcico, que bajo la influencia del ácido sulfúrico se descompone á la manera de la sal comun, dando orígen á ácido fluorhídrico. Este ácido goza de la propiedad de disolver la sílice y atacar por consiguiente las materias que la contienen, tales como el vidrio ó la porcelana.

Se usa hoy mucho el ácido fluorhídrico para hacer dibujos sobre vidrio y las graduaciones de las vasijas empleadas en química.

El gas ácido fluorhídrico es soluble en agua; se le obtiene líquido condensando en ella su vapor á una temperatura baja; entonces es fumante y muy peligroso de manejar, porque la mas pequeña cantidad produce quemaduras terribles. La

(1) No es el método mas á propósito el que se indica en esta obra para preparar estos ácidos, porque en el ácido bromhídrico, por ejemplo, si se emplea el bromuro iódico y ácido sulfúrico, se produce ácido sulfuroso en gran cantidad y lo mismo en la obtencion del ácido iodhídrico. Es preferible obtenerlos descomponiendo el bromuro ó ioduro de fósforo por la accion del agua. (*N. del T.*)

preparacion del ácido fluorhídrico se hace siempre en vasos de plomo ó de platino.

El fluoruro de calcio existe en pequeña cantidad en los dientes y huesos del hombre y demas mamíferos.

Cianógeno é hidrógeno.

191. Ácido cianhídrico. HCy. La analogía entre el cianógeno y los metaloides se manifiesta todavía en la combinacion de este cuerpo con el hidrógeno; da orígen á un hidrácido, el ácido cianhídrico ó prúsico, del cual basta una gota para determinar la muerte de un animal de pequeña talla. Este ácido se prepara, como los anteriores, descomponiendo un cianuro por el ácido sulfúrico; se desprende al estado gaseoso; pero se disuelve con facilidad en el agua ó en el alcohol. La solucion es incolora y se reconoce con facilidad por el olor de almendra amarga que exhala. La preparacion de este cuerpo es muy peligrosa, y nunca debe confiarse á personas poco prácticas. El ácido cianhídrico existe en muy pequeña cantidad en la almendra amarga y en la de los frutos de nueces.

El ácido cianhídrico con las bases forma agua y cianuros, de los que son mas conocidos el prusiato amarillo de potasa (ferrocianuro de potasio), el azul de Prusia (cianuro ó ferrocianuro de hierro) y el cianuro de potasio, muy empleado en el dorado.

Resúmen de los hidrácidos.

1.° Los halóideos, cloro, bromo, iodo, fluor y cianógeno, forman ácidos no solamente con el oxígeno, sino tambien con el hidrógeno.

2.° Los haloides tienen mas afinidad para el hidrógeno que para el oxígeno; se combinarán siempre con el primero de preferencia al segundo.

3.° El hidrógeno no se une á los halógenos sino en una sola proporcion, y no produce con cada uno de estos cuerpos mas que un solo hidrácido.

4.° Los hidrácidos tienen todos una composicion análoga; están formados de un equivalente de hidrógeno unido á un equivalente de metaloide.

5.° Los hidrácidos forman con los metales *cloruros*, *bromuros*, etc., mientras que el hidrógeno se desprende.

6.° Las combinaciones de los haloides con los metales tienen todos los caractéres de las sales; se les ha dado el nombre de sales *halóideas*.

7.° Con las bases dan orígen los hidrácidos á una sal halóidea y agua.

8.° Una sal halóidea en disolucion en agua puede considerarse indiferentemente como formada por la reunion de dos cuerpos simples ó por la del hidrácido con una base.

9.° Muchos metales pueden combinarse en varias proporciones con los halógenos y producir sales que corresponden á los diversos óxidos.

10. Otros metaloides, el azufre, selenio y teluro, forman tambien hidrácidos con el hidrógeno. El mas conocido es el del azufre *(ácido sulfhídrico)*; no es tan enérgico como los hidrácidos formados por los halógenos.

Consideraciones sobre las combinaciones de los metaloides con el Oxígeno é Hidrógeno.

192. Las combinaciones del hidrógeno con los halógenos se han estudiado en conjunto porque tienen las mayores analogías entre sí; todas son ácidos enérgicos. Los demas metaloides se combinan tambien con el hidrógeno sin dar orígen

á ácidos, excepto el azufre (133) y sus análogos, que forman con él ácidos muy débiles. No solamente el azoe no forma ácido con el hidrógeno, sino que su combinacion hidrogenada constituye una de las bases mas enérgicas, el amoniaco. Casi todos los demas compuestos hidrogenados de los metaloides ni son ácidos ni básicos; son indiferentes, como el agua, los hidrógenos carbonados.

Las combinaciones de los metaloides con el oxígeno son la mayor parte ácidas; algunas, sin embargo, son indiferentes, como el protóxido y bióxido de ázoe, el óxido de carbono, óxido de fósforo, siempre los menos oxigenados. Las propiedades ácidas parecen aumentar con la proporcion de oxígeno, y los ácidos mas enérgicos de cada cuerpo son al mismo tiempo los mas oxigenados. Como las combinaciones oxigenadas é hidrogenadas de los metaloides constituyen una parte de los cuerpos mas interesantes de la química mineral, hemos ensayado representar por una figura la afinidad respectiva de estos cuerpos para el oxígeno y para el hidrógeno. La dimension de cada círculo ó de cada cuadrado es proporcionada á la afinidad que tiene para el oxígeno ó para el hidrógeno el cuerpo á quien corresponde. Es fácil ver, fijándose en la figura 101, que la afinidad aumenta por un lado á medida que disminuye por otro.

TERCER GRUPO.

Ácidos orgánicos.

193. Los oxácidos é hidrácidos han recibido el nombre de ácidos minerales porque existen en el reino mineral ó se les prepara artificialmente con los minerales. Ademas de estos ácidos hay muchos otros que se encuentran formados en los vegetales y animales (ácidos cítrico, tártrico, fórmico), ó se producen artificialmente con materias orgánicas (ácidos láctico, acético); se les llama ácidos orgánicos á consecuencia

de su orígen. Estos compuestos producen combinaciones análogas á las de los ácidos minerales. No estudiaremos en este sitio mas que tres de estos ácidos, uno volátil y dos fijos; los demas tienen su oportuna colocacion en la química orgánica.

Ácido tártrico (HO,T).

194. El ácido tártrico tiene el aspecto de una sal; cristaliza en prismas oblicuos, incoloros, de sabor ácido muy pronunciado.

Experiencia. Un cristalito de ácido tártrico calentado en una lámina de platino á la llama de una lámpara de alcohol (fig. 102) entra en fusion, pardea, se queda negro y esparce un olor parecido al del caramelo. Durante la carbonizacion se desprende vapor acuoso, lo que prueba que el ácido contiene hidrógeno y oxígeno. El residuo negro que queda sobre la lámina es carbon que arde con facilidad si se continúa calentando. El ácido tártrico en combustion da los mismos productos que la madera: está, en efecto, constituido de los mismos elementos carbono, hidrógeno y oxígeno; pero en proporciones diferentes. *Todos los ácidos vegetales están formados de carbono, hidrógeno y oxígeno, y todos se carbonizan bajo la influencia del calor.* Estos dos caractéres bastan para distinguir los ácidos orgánicos de los inorgánicos, que en general no están compuestos mas que de dos elementos y en el fuego no experimentan ni combustion ni carbonizacion.

Experiencia. El ácido tártrico entra en disolucion en una pequeña cantidad de agua caliente; es muy soluble. Si se diluye mucho la disolucion, se depositan al cabo de algun tiempo copos mucilaginosos, y el líquido pierde su acidez; el ácido tártrico ha fermentado y se ha descompuesto. Lo mismo sucede á todos los ácidos orgánicos en disolucion diluida.

Experiencia. Una disolucion de ácido tártrico á la que se

añada amoniaco por pequeñas porciones, pierde su acidez; llega un momento en que el líquido no es ácido ni alcalino, porque el ácido tártrico puede neutralizarse como lo haria un ácido mineral y dar orígen á sales. En el caso presente se forma tartrato amónico, sal muy soluble.

Experiencia. Si se añade á una disolucion bastante concentrada de carbonato de potasa ácido tártrico hasta la neutralizacion, el ácido carbónico se desprende; pero el líquido no experimenta cambio alguno; el tartrato neutro de potasa (KO,T) formado, es sal muy soluble. Si se continúa añadiendo ácido tártrico, el líquido se enturbia y deja depositar una gran cantidad de cristalitos trasparentes, poco solubles en agua, de sabor ácido, y que contienen dos veces tanto ácido como la sal neutra. Estos cristales están formados de *bitartrato de potasa* (KO,HO,T^2); es el tártaro que se deposita en los toneles y al que se da el nombre de crémor de tártaro cuando está purificado y en polvo. La potasa nos da por consiguiente un medio de reconocer el ácido tartárico cuando está en solucion concentrada.

Preparacion del ácido tártrico. Se prepara el ácido tártrico con el tártaro que se deposita en incrustaciones rojas ó de un blanco sucio en las paredes de los toneles en que se conserva el vino. Es fácil aislar el ácido tártrico desalojándole por el ácido sulfúrico; pero siendo soluble la nueva sal formada, la separacion de aquel sería difícil. Para obviar este inconveniente se une, desde luego, el ácido carbónico á una base que forme con el ácido sulfúrico una sal insoluble. Se hace hervir el tártaro con la creta, se forma tartrato de cal, sal blanca é insoluble que se lava para ponerle en digestion con ácido sulfúrico diluido en agua en un sitio caliente: el ácido mineral desaloja el ácido orgánico, forma con la cal sulfato insoluble, y el ácido tártrico disuelto puede obtenerse por cristalizacion despues de haberle concentrado.

Estos rodeos son frecuentemente necesarios en química para separar dos cuerpos que son igualmente solubles (en agua ó en otro líquido).

Experiencia. Calentado el bitartrato de potasa en una lámina de platino, arde esparciendo un olor á caramelo, como el ácido solo; pero queda despues de la incineracion una sal blanca que tiene sabor de lejía y hace efervescencia con los ácidos. Esto demuestra que el ácido orgánico se quema, mientras que la base mineral permanece inalterable; la combustion da orígen á ácido carbónico, que se une á la potasa para formar carbonato. Todas las sales de ácidos orgánicos (cuando la base es alcalina ó alcalino-térrea) arden dejando por residuo un carbonato.

195. FORMACION DE LOS ÁCIDOS ORGÁNICOS. Puede fácilmente descomponerse el ácido sulfúrico en oxígeno y azufre, con los que se reconstituye el ácido sulfúrico; esta operacion no sería tan fácil para el ácido tártrico, porque los ácidos orgánicos no pueden en general ser reproducidos directamente por medio de sus elementos. Se ha conseguido, sin embargo, preparar de esta manera el ácido fórmico. La mayor parte de los demás ácidos no se obtienen sino por la descomposicion de las materias orgánicas; el ácido tártrico, que no ha podido hasta ahora producirse artificialmente, se ha preparado hace poco tiempo por la descomposicion del azúcar de leche y la goma con el ácido nítrico. Se ignora cómo los ácidos orgánicos se forman en las plantas que los elaboran con el carbono y los elementos del agua; la fuerza que hace producir ácido tártrico á la vid, ácido cítrico al limon, ácido málico á la manzana, es desconocida: se llama la *fuerza vital.*

En lugar de dar las fórmulas completas de los ácidos orgánicos, alguna vez bastante largas, se abrevia por medio de una fórmula convencional sobrepuesta de una línea. Así la fórmula del ácido tártrico será T; en realidad sería $C^8H^4O^{10},2HO$.

Acido oxálico (HO,$\overline{O}$).

196. PREPARACION DEL ÁCIDO OXÁLICO. *Experiencia.* Calentando juntamente en una cápsula de porcelana 10 gramos de azúcar, 60 de ácido nítrico y 40 de agua hasta que no haya desprendimiento de vapores rojos, se depositan en el líquido despues del enfriamiento cristales prismáticos, romboidales, oblicuos (fig. 103), que se purifican por una nueva cristalizacion. Estos cristales contienen un equivalente de agua de constitucion; es el *ácido oxálico.*

Descomposicion del ácido oxálico. Si se hacen hervir en un matracito 2 gramos de ácido oxálico con 6 de ácido sulfúrico fumante ó 16 de ácido monohidratado, se desprende una mezcla de dos gases que el uno puede ser retenido por una lechada de cal; es el ácido carbónico (CO^2); el otro se marcha y puede recogerse; arde con una llama azul cuando se quema; es el oxido de carbono (CO). Cuando el desprendimiento gaseoso cesa, el ácido fumante se trasforma en ácido sulfúrico ordinario; se combina con el agua del ácido oxálico, el cual se ha desdoblado en ácido carbónico y óxido de carbono. Se

le puede considerar como formado de $\left\{\begin{array}{l}1 \text{ equivalente } CO^2 \\ 1 \text{ equivalente } CO\end{array}\right.$

formando 1 equivalente C^2O^3 (1)

Comparando entre sí la composicion del azúcar y la del ácido oxálico, se ve que el azúcar contiene mas carbono y ademas hidrógeno; este último y una parte del carbono han

(1) Hoy se considera al ácido oxálico como bibásico, y se le asigna la fórmula $C^4H^2O^8$. *(N. del T.)*

experimentado por medio del oxígeno del ácido nítrico una combustion incompleta por vía húmeda, y se han trasformado en agua y ácido carbónico. En un pedazo de madera el hidrógeno se quema en primer lugar, mientras que el carbono no se oxida sino mas tarde (120), y el azúcar cuya composicion es análoga, se quema en el mismo órden durante la combustion por vía húmeda en el ácido nítrico. El azúcar imperfectamente quemado queda convertido en ácido oxálico, porque la cantidad de ácido nítrico es demasiado pequeña para determinar una combustion completa. El ácido oxálico hervido con ácido nítrico es trasformado completamente en ácido carbónico.

197. EXPERIENCIAS CON EL ÁCIDO OXÁLICO. *Experiencia a.* Un cristal de ácido oxálico calentado sobre una lámina de platino á la lámpara de alcohol, se funde, arde y se quema por completo sin dejar residuo; el producto de la combustion es ácido carbónico

$$C^2O^3 + O \text{ del aire} = 2CO^2.$$

Experiencia b. Si se añade á una disolucion caliente y concentrada de carbonato de potasa otra tambien caliente y concentrada de ácido oxálico hasta la neutralizacion, se forma *oxalato neutro de potasa* (KO,C^2O^3), sal muy soluble. Si se añade una nueva cantidad de ácido igual á la primera, se obtienen despues del enfriamiento cristales duros y ácidos de *bioxalato de potasa;* 1 equivalente de potasa puede combinarse con 1, 2 y aun 4 equivalentes de ácido oxálico. El bioxalato de potasa ó sal de acederas se encuentra enteramente formado en ciertas plantas, sobre todo en el *oxalis acetosella*, de donde se le puede fácilmente extraer; de aquí su nombre de ácido oxálico.

Experiencia c. El oxalato de potasa calentado sobre una lámina de platino se trasforma en carbonato: el ácido oxálico se descompone en ácido carbónico, que se combina con la base, y en óxido de carbono, que se desprende.

Experiencia d. Despues de haber agitado el yeso pulverizado con agua, dejarlo depositar y decantado, se tendrá una solucion que contenga próximamente $\frac{1}{500}$ de yeso. Si se añade á esta solucion algunas gotas de ácido oxálico, se enturbia al cabo de un instante y deja depositar oxalato de cal. El ácido oxálico tiene mucha mayor afinidad para la cal que el ácido sulfúrico, porque da orígen á una sal completamente insoluble. La reaccion, sin embargo, es lenta, precisamente en razon de la gran energía del ácido sulfúrico; la precipitacion es mucho mas rápida cuando el ácido oxálico ha sido previamente neutralizado por el amoniaco. Entonces la reaccion no se verifica ya por reemplazo, sino por doble descomposicion, y el ácido sulfúrico actúa sobre el amoniaco.

$$\underbrace{CaOSO^3}_{\text{Sulfato de cal.}} + \underbrace{NH^3,HO,C^2O^3}_{\text{Oxalato de amoniaco.}} = \underbrace{NH^3HOSO^3}_{\text{Sulfato de amoniaco.}} + \underbrace{CaOC^2O^3}_{\text{Oxalato de cal.}}$$

El ácido oxálico es el mejor reactivo para descubrir la cal en un líquido que no esté ácido.

Experiencia e. Se sumerge en una solucion débil de sulfato de protóxido de hierro (sulfato ferroso) un papel de filtro blanco; despues se humedece con amoniaco; el amoniaco se combina con el ácido sulfúrico y pone en libertad al protóxido de hierro, de color blanco verdoso, que pardea al aire, trasformándose en sexquicloruro. De una manera análoga es como se tiñe el algodon en pardo ó en amarillo por medio del óxido de hierro. Si se acaba de tocar en algunos sitios este papel de filtro con una disolucion muy concentrada de ácido oxálico, el color desaparece en los sitios que se ha tocado, y el papel vuelve á quedar blanco. El ácido oxálico disuelve fácilmente el sexquióxido de hierro, que se le puede quitar por lociones: se producen tambien trazos blancos sobre un fondo amarillo. Esta propiedad explica el empleo frecuente del ácido oxálico en el teñido de los tejidos, y por qué nos servimos de él para quitar las manchas amarillas que la tinta deja

sobre el lienzo ó el papel, siendo la base de aquella el óxido de hierro. Fácilmente se comprenderá que si se trata de quitar las manchas de tinta en las telas coloreadas de pardo ó amarillo, se destruirá al mismo tiempo el color de estas.

Acido acético = ($C^4H^4O^6$) ó (HO,A).

198. PREPARACION DEL ÁCIDO ACÉTICO. El ácido acético, que no es otra cosa que el ácido del vinagre, es tambien un producto del reino vegetal, en el que todavía no existe formado. Se origina durante la descomposicion al aire libre de las materias azucaradas, en presencia de las sustancias azoadas y durante la destilacion de la madera en vasos cerrados. El azúcar se trasforma en alcohol y despues en ácido acético, absorbiendo el oxígeno del aire. Estudiaremos esta trasformacion despues del azúcar y el alcohol; basta aquí que sepamos preparar con el vinagre el ácido acético concentrado.

El ácido acético es volátil; podemos demostrarlo haciendo hervir vinagre, cuyos vapores son sensiblemente ácidos, aunque no contiene mas que 10 por 100 próximamente de ácido acético. No pudiendo este ácido obtenerse por concentracion, se ha recurrido al procedimiento siguiente:

Experiencia. En medio litro de vinagre se introducen próximamente 50 gramos de litargirio (óxido de plomo). Despues de haber agitado repetidas veces la mezcla, se hace digerir durante algunas horas en un sitio caliente, se decanta, se concentra hasta un pequeño volúmen el líquido claro, que deposita por enfriamiento cristales de acetato de plomo. Combinándose el óxido de plomo con el ácido acético, le ha impedido volatilizarse con el agua.

Experiencia. Se funde por medio de un soplete una pequeña cantidad de acetato de plomo sobre un carbon (fig. 108); la sal empezará por fundirse en su agua de cristalizacion; despues se quemará el ácido acético y quedará un globulito de plomo, porque el óxido de plomo puesto en libertad se re-

duce en contacto del carbon, con el que su oxígeno forma óxido de carbono.

Destilacion del ácido acético. Experiencia. Se diluyen veinte gramos de ácido sulfúrico en veinte de agua; se enfria la mezcla y se pone en contacto con cuarenta gramos de acetato de plomo en polvo, contenidos en un matracito que se halle en baño de arena y esté en comunicacion por medio de un tubo encorvado en dos ángulos rectos con un frasco sumergido en agua (fig. 104). Se calienta á una temperatura moderada hasta que destile próximamente 30 gramos de líquido. El ácido acético, desalojado por el ácido sulfúrico, el cual forma con el óxido de plomo una sal blanca insoluble, destila y se condensa con algo de agua en el recipiente frio.

El ácido acético tiene un olor fuerte y penetrante; cuando es puro cristaliza á una temperatura baja. El ácido acético concentrado disuelve las esencias: en esta propiedad se funda la fabricacion de los vinagres de tocador.

Accion del ácido acético sobre la carne. Experiencia. Sumergiendo un pedazo de carne de vaca en el ácido acético, se convierte en blando y gelatinoso. El vinagre ordinario obra del mismo modo sobre la carne; pero con mucha mas lentitud.

El ácido acético mas concentrado es siempre monohidratado; es decir, que contiene un equivalente de agua de constitucion que no abandona sino al combinarse con una base (1); su fórmula abreviada es $HO.\overline{A}$. Se reconoce fácilmente un acetato calentándole con ácido sulfúrico, en el olor característico de ácido acético.

RESÚMEN.

1.° Los ácidos orgánicos derivados de los vegetales contienen todos carbono, hidrógeno y oxígeno.

2.° Son elaborados por los vegetales, en donde se hallan en general combinados con las bases.

(1) Se puede obtener el ácido acético anhidro haciendo actuar el oxicloruro de fósforo sobre el acetato potásico fundido. *(N. del T.)*

3.° No se ha podido obtener hasta ahora directamente, por la combinacion de sus elementos, ninguno de los tres ácidos que hemos estudiado.

4.° Algunos ácidos orgánicos vegetales se preparan artificialmente con sustancias obtenidas del reino vegetal.

5.° Todos los ácidos orgánicos se carbonizan y queman bajo la influencia del calor (lo que no tiene lugar con los ácidos minerales).

6.° La mayor parte de los ácidos orgánicos no pueden existir sin agua de constitucion, que hace en ellos el papel de una base.

7.° Los ácidos orgánicos forman con las bases sales análogas á las del reino mineral.

8.° Las sales de ácidos orgánicos se descomponen por el calor; la base queda aislada ó se combina con una parte de ácido carbónico formado.

199. RADICALES. Se llaman radicales ciertos agrupamientos mas ó menos complejos que se conducen como los cuerpos simples. El metaloide que da orígen á ácidos con el oxígeno y con el hidrógeno puede considerarse como el principio esencial, el *radical* de estos compuestos. En los ácidos orgánicos formados de tres sustancias, que se atribuye la acidez al oxígeno ó al hidrógeno, el elemento acidificado no está en ellos compuesto de menos de dos cuerpos; este elemento compuesto es el que ha recibido el nombre de radical. Se podria segun esto distinguir los ácidos minerales de los orgánicos, diciendo que los primeros tienen un radical simple y los segundos un radical compuesto. Los ácidos ciánico y fulmínico hacen parte de la segunda clase, porque su radical está compuesto de nitrógeno y carbono.

Esta distincion se extiende á las bases y á las sales: el compuesto que hace en una base compleja el papel de metal, es muchas veces el radical de esta base, así como en otro compuesto es el radical de un ácido.

200. PUNTO DE SATURACION. Numerosas experiencias nos hacen ver que los ácidos se neutralizan cuando son saturados

por las bases; cada ácido exige con este objeto una cantidad constante de una misma base, pero que varía para dos bases diferentes. Vamos á examinar cuáles son las condiciones de saturacion de un ácido.

Se ha determinado por medio de investigaciones muy exactas que 40 partes de ácido sulfúrico exigen para ser saturadas 47 de potasa, 28 de cal, 36 de óxido ferroso, 111,5 de óxido de plomo. Experiencias ulteriores han demostrado que estas cantidades tan diferentes de bases contienen una misma cantidad de oxígeno (8 partes). Así:

Ácido sulfúrico.				Oxígeno.
40 partes son neutralizadas por			47 de potasa que contienen	8
40	id.	id.	28 de cal	8
40	id.	id.	36 óxido ferroso	8
40	id.	id.	111,5 óxido de plomo	8

De aquí se ha sacado esta ley: que una base para saturar el ácido sulfúrico debe combinarse con él en cantidad tal que haya 8 partes de oxígeno en la base para 40 de ácido sulfúrico. Se ha podido de este modo determinar el punto de saturacion de todos los ácidos. Si 40 partes de ácido sulfúrico exigen en la base 8 partes de oxígeno, se deduce que 54 de ácido nítrico, 22 de ácido carbónico, exigirán tambien 8 partes de oxígeno.

En lugar de comparar las cantidades de ácidos y el oxígeno de la base, se ha establecido la comparacion entre el oxígeno del ácido y el de la base, y se ha encontrado que:

en 40	partes de ácido sulfúrico	hay	24	partes de oxígeno	y 8	en la base.
» 54	» de ácido nítrico	»	40	de oxígeno	8	id.
» 22	» de ácido carbónico	»	16	id.	8	id.

Por consiguiente, 24, 40 y 16 son múltiplos exactos de 8; de ahí esta primera ley que: *en una sal neutra el oxígeno del ácido y el de la base están siempre en relacion sencilla.* Ademas,

en un sulfato neutro el oxígeno del ácido es al de la base	: : 3 : 1
en un nitrato neutro.	: : 5 : 1
en un carbonato neutro.	: : 2 : 1

La palabra *neutra* no significa que la sal no tenga reac-

cion sobre la tintura de tornasol, porque el carbonato de potasa, aun siendo neutro, vuelve azul el tornasol enrojecido, lo mismo que el sulfato de alúmina neutro enrojece el tornasol azul.

El agua se conduce como una base al combinarse con los ácidos. En el ácido sulfúrico SO^3HO, el oxígeno del ácido es al de la base : : 3 : 1. En el ácido nítrico NO^5HO : : 5 : 1, etc.

METALES LIGEROS.

PRIMER GRUPO.—METALES ALCALINOS.

Potasio (K).

Equivalente = 39,1 ó 489. Densidad = 0,865.
Descubierto por Davy en 1807.

201. CARBONATO DE POTASA. *Experiencia.* En un filtro de papel colocado sobre un embudo (fig. 105) se colocan cenizas y se vierte encima poco á poco agua caliente con objeto de lavarlas. El agua que pasa es coloreada; tiene un gusto de lejía y azulea el papel rojo de tornasol. Evaporada esta solucion en una capsulita de porcelana deja un residuo pardo, salino, que blanquea por la incineracion en un crisol y forma el carbonato de potasa ó potasa del comercio. En los paises de mucha vegetacion como Rusia, América, etc., se prepara la potasa en grande de una manera análoga para las necesidades de las artes.

Las cenizas (607) contienen todas las sustancias minerales que las plantas han absorbido del suelo; estas sustancias, no siendo volátiles, resisten á la incineracion; la parte soluble es arrastrada con el agua (potasa, sales solubles, etc.), mientras que las materias insolubles (sílice, sales insolubles, carbon) quedan sobre el filtro.

Purificacion de la potasa. Experiencia. Se disuelven 50 gramos de potasa del comercio en 50 centímetros cúbicos de agua, y se abandona la disolucion á sí misma. Al dia siguiente se separa por filtracion un depósito blanco formado principalmente de sílice. El líquido claro, concentrado hasta la mitad de su volúmen, se abandona de nuevo al reposo durante un dia, y deja entonces depositar en cristales las sales menos solubles. Si se evapora á sequedad agitando incesantemente el líquido separado del depósito por decantacion ó por filtracion, se obtiene una masa blanca de carbonato potásico purificado.

El carbonato de potasa es muy soluble; es el primero que se disuelve y el último que se separa del líquido; las sustancias con quienes está mezclado, ó no entran en disolucion con él, ó se separan por cristalizacion antes que la solucion de carbonato potásico esté suficientemente concentrada para cristalizar. Por estos dos métodos es como se separan las sustancias desigualmente solubles.

202. EXPERIENCIAS CON LA POTASA. *El carbonato de potasa es delicuescente.* El carbonato de potasa puesto en dos cápsulas de porcelana, que una esté colocada en una habitacion y otra en una cueva, se humedece la primera y se liquida el de la segunda. En los dos casos la sal atrae la humedad del aire, que existe en mayor cantidad en la cueva que en la habitacion alta. El carbonato de potasa es, pues, delicuescente; es decir, que atrae el agua de la atmósfera y se disuelve en ella.

El carbonato de potasa disuelve las materias grasas. Experiencia b. Si se hacen hervir en una capsulita algunos trapos de algodon ó de hilo con una disolucion de 10 gramos de carbonato de potasa en 100 centímetros cúbicos de agua, el líquido se colorea, y los tejidos, lavados en agua, quedan claros y aun blancos. Las materias que ensucian el lienzo son las partículas flotantes en la atmósfera que se fijan en los tejidos cuando están grasientos. El carbonato de potasa disuelve estas materias grasas; de ahí sus numerosas aplicaciones en el blanqueo de los tejidos y el desengrasamiento.

Experiencia c. Podemos convencernos fácilmente de que la potasa del comercio ó carbonato de potasa es una sal formada de ácido carbónico y potasa; basta añadirle un ácido mineral ó aun vinagre; se desprende un gas en el que una bujía se apaga, y no es otra cosa que gas ácido carbónico. Este ácido no es bastante enérgico para hacer desaparecer las propiedades alcalinas de la base; pero si se le añade vinagre hasta la neutralizacion, la reaccion alcalina desaparece y se obtienen por evaporacion cristales de acetato de potasa. La poca energía del ácido carbónico y la facilidad con que vuelve á adquirir su estado gaseoso, podrian hacer suponer que se elimina con facilidad por el calor; no sucede siempre eso, porque el carbonato de potasa resiste sin descomponerse á las temperaturas mas elevadas.

En la potasa del comercio, el carbonato no es puro; está constantemente asociado á otras sales, tales como el silicato y sulfato de potasa, cloruro de potasio, etc., que alteran el valor de esta; así es que es muy útil saber reconocer la proporcion real de carbonato de potasa que hay en ella.

Ensayo de las potasas del comercio. Para reconocer el valor de la potasa del comercio ó para comparar muchas suertes entre sí, se toma de cada una un peso determinado, que se satura por un mismo ácido; la que satura mas cantidad de este es la mejor, porque el carbonato, que es el único que tiene valor (en esa mezcla), es tambien el único que es descompuesto por la adicion de un ácido. Si se quiere hacer con frecuencia ensayos de este género, se hace uso de un instrumento graduado para medir el ácido añadido, y se prepara este ácido de tal modo que una division de la bureta (fig. 106) corresponda á un peso determinado de carbonato de potasa: en este caso la cantidad de ácido empleada, que se indica por la escala gradual, determinará la cantidad por ciento de carbonato contenida en la potasa ensayada.

Bicarbonato de potasa ($KOHO,2CO^2$). Si por una disolucion concentrada de carbonato de potasa se hace pasar una corriente contínua de ácido carbónico, este gas es absorbido y

se depositan en el vaso cristales incoloros y trasparentes que contienen dos equivalentes de ácido combinados con un equivalente de potasa, mas un equivalente de agua. Es, por consiguiente, el bicarbonato una sal ácida. El segundo equivalenfe de ácido carbónico y agua se desprende por el calor; la descomposicion ha tenido ya lugar en el agua hirviendo.

203. POTASA Ú ÓXIDO DE POTASIO (KO). Se obtiene este óxido sustrayendo al carbonato de potasa su ácido carbónico.

Preparacion de la potasa. Experiencia. Se sumergen durante un instante en el agua veinte gramos de cal; se deja en una cápsula hasta que espontáneamente se pulverice. Durante este tiempo se sumergen en un perolito de hierro (fig. 107) 20 gramos de carbonato de potasa en 200 centímetros cúbicos de agua; se hace hervir y se añade poco á poco á la solucion los veinte gramos de cal en polvo. Despues de una hora de ebullicion se deja la mezcla un instante en reposo y se ve si algunas gotas de líquido no hacen ya efervescencia en el ácido clorhídrico diluido en su volúmen de agua. Si se manifiesta todavía un desprendimiento de gas, se continúa la ebullicion, añadiendo aún de nuevo un poco de cal; si no es así, se retira del fuego, se tapa el perol, y despues del enfriamiento se decanta el líquido claro en un frasco bien tapado; se tiene así una lejía de potasa cáustica. El ácido carbónico unido primitivamente con la potasa se dirige á la cal para combinarse con ella, como podemos convencernos tratando por un ácido el depósito blanco que se forma en el fondo de la disolucion, pues el carbonato cálcico es insoluble. Podria, segun esto, suponerse que la cal es una base mas enérgica que la potasa, lo que no es exacto; pero una base débil puede desalojar á una base mas enérgica cuando es susceptible de formar con el ácido una sal insoluble. En el caso presente esta accion es limitada, porque si la proporcion de agua es muy pequeña, entra en disolucion una cantidad de cal muy pequeña relativamente al carbonato de potasa disuelto, y la reaccion se impide por la influencia de la masa. A veces tambien un ácido débil desaloja con frecuencia un ácido mas enér-

gico; este ácido débil puede dar orígen con la base á una sustancia insoluble. (1)

Hidrato de potasa. Experiencia. Si se evapora hasta consistencia oleosa en un vaso de hierro ó de plata una parte de la lejía recien preparada, forma despues del enfriamiento una masa blanca, cáustica, llamada *potasa por la cal.* Calentada mas, esta potasa pierde el resto de su agua hasta un equivalente, y queda la potasa monohidratada KOHO, que experimenta sin descomponerse la fusion ígnea. En este estado recibe con frecuencia el nombre de piedra de cauterio.

La potasa ú óxido de potasio está formada de un equivalente de potasio y uno de oxígeno; siempre combinada con un equivalente de agua que no se le puede quitar por el calor. Esta agua hace el papel de un ácido. El agua es un cuerpo indiferente; puede conducirse como un ácido con las bases enérgicas, y como una base con los ácidos enérgicos (200).

204. EXPERIENCIAS CON LA POTASA. *Experiencia a.* Un fragmento de hidrato potásico abandonado al aire se humedece; despues se liquida por completo; si al cabo de algunos dias se le añade un ácido, hará efervescencia. La potasa es muy delicuescente; atrae la humedad del aire, así como el ácido carbónico, con el que forma de nuevo carbonato de potasa.

Experiencia b. Se introduce la lejía de potasa en dos tubos; en el uno se hace hervir un poco de papel de filtro blanco; en el otro papel de filtro gris; los dos se disolverán; pero el segundo, que contiene lana (materia animal), con mas rapidez que el primero, formado exclusivamente de fibras vegetales. La potasa es un cáustico muy violento, sobre todo para las materias animales. Su accion disolvente sobre la piel es muy sensible: pone los dedos untuosos.

Experiencia c. Uu fragmentito de sebo hervido en un tubo de ensayo con una lejía de potasa se combina con ella y

(1) Estos hechos se han generalizado por Berthellot y llevan el nombre de Leyes de este ilustre químico. *(N. del T.)*

forma jabon. Los jabones preparados con la potasa quedan líquidos, y se llaman jabones blandos.

Experiencia d. Si se funde al soplete sobre un carbon (fig. 108) una mezcla de arena fina é hidrato potásico, las dos sustancias entran en fusion y se combinan, formando un pequeño glóbulo de aspecto vítreo despues del enfriamiento. Poca potasa y mucha sílice producen una materia insoluble; el vidrio ordinario (226): poca sílice y mucha potasa forman un silicato de potasa soluble; *vidrio soluble.* Este cuerpo, disuelto, se emplea alguna vez para impregnar la madera, que la impide arder con llama.

Experiencia e. Si en una disolucion de sulfato de cobre se vierte gota á gota una disolucion de potasa, que constituye la base mas enérgica, esta última disolucion desaloja el óxido de cobre, que se precipita al estado de hidrato bajo la forma de copos azules, y que puede recogerse sobre un filtro. Este método es empleado con frecuencia para precipitar los óxidos metálicos de sus disoluciones.

205. PREPARACION DEL POTASIO. Si se quita á la potasa su oxígeno, el potasio queda en libertad; tiene en este estado tal afinidad para el oxígeno, que es necesario, para conservarle, tenerle sumergido en un líquido exento de este gas; el aceite de nafta, por ejemplo. La preparacion del potasio no se hace por medio de la potasa; este metal se obtiene descomponiendo el carbonato de potasa por el carbon.

La reaccion tiene lugar á una temperatura muy elevada, y se opera en botellas de hierro batido: el carbono se une al oxígeno de la base y á una parte de el del ácido, dando orígen al óxido de carbono. El potasio, volátil á esta temperatura, se desprende con el óxido de carbono y algunos productos secundarios, y se condensa en un recipiente frio que contiene aceite de nafta; tiene el aspecto de la plata y la consistencia de la cera.

El potasio á una temperatura moderada puede quitar el oxígeno al ácido carbónico (166); á una temperatura elevada, por el contrario, el carbono quitaria el oxígeno á la potasa.

Se observan con frecuencia estas diferencias en las afinidades, cuando los cuerpos están sometidos á ciertas condiciones físicas, de las que una de las principales es el calor.

Experiencia. Si se proyecta en un vaso lleno de agua un fragmento de potasio, este último sobrenada y arde con una llama roja girando sobre el agua y produciendo un ruido análogo al de un hierro enrojecido sumergido en agua. Cuando la llama cesa, el potasio ha desaparecido, ó mas bien se encuentra en el agua al estado de óxido de potasio ó potasa, como es fácil demostrar por medio de un papel de tornasol enrojecido, que se vuelve azul. El metal, combinándose con el oxígeno del agua, produce una temperatura bastante elevada para inflamar el hidrógeno que queda libre; la coloracion de la llama es debida á una pequeña cantidad de vapor de potasio.

Un pedazo de potasio cortado recientemente presenta una superficie metálica brillante que se empaña con rapidez al contacto del oxígeno del aire. Un fragmento de potasio expuesto al aire húmedo se trasforma en poco tiempo en hidrato de potasa, absorbiendo el oxígeno y el agua de la atmósfera.

206. SALES DE POTASA. Las sales se forman, como hemos dicho, por la combinacion de una base con un oxácido ó un hidrácido (oxisales y sales halóideas). Siendo considerable el número de ácidos que pueden combinarse con la potasa, no nos ocuparemos en este sitio mas que de las combinaciones que generalmente se emplean en química ó en las artes.

Sulfato de potasa ($KOSO^3$). Se disuelven en 80 gramos de agua veinte de carbonato de potasa, que se neutraliza con ácido sulfúrico diluido; se evapora despues la solucion hasta que forme una película cristalina en la superficie del líquido, es decir, hasta que la solucion esté saturada en caliente y deje formarse cristales á consecuencia del descenso de temperatura en la superficie del líquido. Separada entonces del fuego y abandonada al enfriamiento, deja depositar cristales prismáticos de seis caras terminadas en pirámides (fig. 109). Es-

tos cristales están formados de sulfato de potasa, sal poco soluble y de sabor amargo, que se extrae hoy en gran cantidad de las aguas de una porcion de salinas.

Bisulfato de potasa ($KOHO,2SO^3$). Se obtenia en otro tiempo esta sal como producto accesorio en la fabricacion del ácido nítrico por medio del nitrato de potasa (159). Es menos estable que el sulfato neutro de potasa; el segundo equivalente de ácido sulfúrico se desprende á una temperatura elevada.

207. NITRATO DE POTASA Ó SALITRE (KO,NO^5). Si se neutralizan 20 gramos de carbonato de potasa disueltos en 40 de agua hirviendo por el ácido nítrico, se obtienen por el enfriamiento, y despues de haber filtrado, cristales prismáticos muy alargados de nitrato de potasa (fig. 110). Su sabor es fresco, picante y amargo; no experimentan al aire alteracion alguna.

Experiencias con el nitrato de potasa. Experiencia a. Si se calienta en un tubo nitrato de potasa, este se funde y puede verterse en placas sobre una losa fria. Calentado mas, abandona el oxígeno y una mezcla de nitrógeno y oxígeno; esta descomposicion, sin embargo, no tiene lugar sino á una temperatura muy elevada, y no puede hacerse mas que en vasos de vidrio ó barro, porque los metales son en estas circunstancias rápidamente atacados por la potasa.

Experiencia b. Si se proyectan cristales de nitrato de potasa sobre carbones icandescentes, se funden, se descomponen en oxígeno, nitrógeno y potasa. El oxígeno, en contacto con el carbon encendido, produce ácido carbónico, del cual una parte se combina con la potasa, y queda sobre el carbon una masa blanca de carbonato de potasa; se puede demostrar fácilmente por medio del papel de tornasol y un ácido. La facilidad con que el nitrato de potasa cede su oxígeno á los cuerpos inflamados, ha hecho que se le emplee en la preparacion de sustancias fácilmente combustibles (yesca, mechas), que se sumergen en una solucion de nitrato de potasa con objeto de que despues de la desecacion estén penetradas de cristales.

Experiencia c. Si se pulverizan en un mortero 24 gramos

de nitrato de potasa en polvo juntamente con 4 gramos de carbon y 4 de azufre, la mezcla no es otra cosa que la pólvora ordinaria. Si se inflama una pequeña cantidad de esta pólvora, arde con rapidez. Se humedece el resto de la mezcla con algunas gotas de agua, y se le amasa hasta la formacion de una pasta homogénea. Cuando esta pasta está casi seca se la divide incompletamente en un mortero, y se la pasa á traves de dos tamices de mallas de diferentes espesores para separar por una parte los fragmentos que son demasiado gruesos y por otra el polvo. Los granos intermedios constituyen la pólvora.

Experiencia d. Esta pólvora, al aproximarla un cuerpo en ignicion, se quema y detona con mas rapidez que la pólvora pulverizada, porque estos granitos dejan entre sí espacios que permiten al fuego propagarse con mas libertad. El resultado teórico de la descomposicion de la pólvora sera ácido carbónico, sulfuro de potasio y nitrógeno, como se ve en la ecuacion siguiente:

$$\underbrace{KO,NO^5}_{\text{Nitrato potásico.}} + \underbrace{3C}_{\text{Carbon.}} + \underbrace{S}_{\text{Azufre.}} = \underbrace{3CO^2}_{\text{Acido carbónico.}} + \underbrace{N}_{\text{Nitrógeno.}} + \underbrace{KS}_{\text{Sulfuro de potasio.}}$$

En esta hipótesis, el oxígeno de la potasa se dirigiria al carbono para formar ácido carbónico. Pero la descomposicion real no es tan sencilla como la teoría indica, porque siempre se forman productos accesorios, entre otros sulfato y carbonato potásicos, que quedan con el sulfuro de potasio. Los gases que se originan y ocupan casi instantáneamente muchos miles de veces el volúmen de la pólvora, están compuestos principalmente de ácido oarbónico y nitrógeno, mezclados con una pequeña cantidad de óxido de carbono, hidrógeno y ácido sulfhídrico. Cuando la descomposicion de la pólvora tiene lugar en espacios cerrados, en un fusil por ejemplo, se produce una detonacion debida á la espansion instantánea de los gases, que empujan la bala y hacen disparar el arma. El residuo negro que queda despues de la combustion de la pólvora atrae la humedad del aire y esparce un olor á ácido

sulfhídrico (113); si la descomposicion ha tenido lugar sobre una placa de hierro, esta adquiere una tinta negra debida á la formacion de un poco de sulfuro de hierro (133). Es lo que tiene lugar en los cañones de fusil.

Experiencia e. Si se calientan en una cuchara de hierro fija en un mango (fig. 111) 4 gramos de limaduras de hierro mezcladas con 2 gramos de nitrato de potasa, llega un momento en que la mezcla se pone incandescente con rapidez; el hierro se oxida á espensas del oxígeno de la sal, mientras que el nitrógeno se desprende. La potasa que queda es soluble en el agua. El nitrato de potasa puede emplearse en ciertos casos para producir óxidos metálicos.

La propiedad del nitrato de potasa de descomponerse en presencia de algunos metales se ha utilizado para preparar la potasa pura, calcinando en un crisol de cobre una mezcla de nitrato de potasa y fragmentos de cobre.

f. El ácido sulfúrico desaloja al ácido nítrico en el nitrato de potasa (159).

g. El nitrato de potasa preserva las materias animales de la putrefaccion; se le hace generalmente intervenir en la salazon de las carnes.

Nitrificacion. El nitrato de potasa se produce naturalmente en las Indias, Egipto, Isla de Ceylan, España, en ciertas localidades de la Francia é Italia, etc., en donde basta lixiviar las tierras salitrosas para obtener de ellas la sal. En América, en una llanura bastante elevada sobre el nivel del mar, existe un depósito de arena y arcilla que contiene de 25 á 65 por 100 de nitrato de potasa que puede extraerse directamente por lixiviacion. En otra época, en que cada pais estaba obligado á producir su nitro, se hacía lo que se llamaban *nitrerías artificiales.* Con este objeto se mezclaban á la tierra sustancias ricas en nitrógeno; sangre, orina, etc., y materias alcalinas, cenizas frescas ó lixiviadas, marga, etc. Estas mezclas estaban colocadas en pilas resguardadas de la lluvia, mantenidas constantemente húmedas, y en las que se habia economizado el acceso del aire. Las sustancias ricas en ni-

trógeno se trasforman durante la putrefaccion en amoniaco, que en presencia de una base enérgica y del oxígeno del aire se trasforma en agua y ácido nítrico retenido por la base. Cuando las materias azoadas entran en putrefaccion aisladamente, no producen mas que amoniaco; la formacion del ácido nítrico parece estar determinada por la presencia de una base enérgica (243). Cuando una nitrería se ha construido hace diez meses ó un año y se la supone bastante nitrificada, se lixivia la tierra por medio del agua; esta disuelve los nitratos alcalinos y térreos, que se descomponen en seguida por el carbonato de potasa. Los sitios en que se depositan grandes cantidades de estiércol y en los cuales se ha encontrado ácido nítrico, deben tambien referirse á las nitrerías. A los productos salitrosos que los terrenos contienen es á lo que deben una gran parte de sus propiedades fertilizantes.

208. CLORATO DE POTASA ($KOClO^5$). Esta sal, cuya riqueza en oxígeno es la misma que la del nitrato de potasa, se descompone con mucha mas facilidad, desprendiendo la totalidad de su oxígeno.

Experiencias con el clorato de potasa. Experiencia a. El calor descompone el clorato de potasa en cloruro de potasio y oxígeno; así es que se le emplea con frecuencia en la preparacion de este gas (59).

Experiencia b. El clorato de potasa, proyectado sobre carbones incandescentes, deflagra con mas intensidad todavía que el nitrato de potasa. No puede, por consiguiente, emplearse en la fabricacion de la pólvora: su esplosion demasiado rápida deteriora las armas; se le emplea, por el contrario, con mucha frecuencia en los fuegos de artificio. Es preciso tener muchas precauciones cuando se le mezcla con carbon, y sobre todo con azufre, porque solo el roce puede determinar la esplosion de la mezcla; y aun cuando no se trate mas que de reducir el clorato de potasa á polvo, es prudente humedecerle ligeramente; la mezcla con otras sustancias se hace con la mano con facilidad.

Experiencia c. Si se colocan en un vidrio algunos crista-

les de clorato de potasa y se humedecen con el alcohol, basta dejar caer algunas gotas de ácido sulfúrico para inflamar la mezcla. La inflamacion es producida por el calor desprendido durante la descomposicion del ácido clórico puesto en libertad por el ácido sulfúrico.

Experiencia d. Si se mezcla con los dedos clorato potásico y flor de azufre, la mezcla se inflama cuando se la proyecta en el ácido sulfúrico. Esto sucede con frecuencia en algunas circunstancias de la vida; en las cerillas en que no interviene el fósforo, cuya mezcla esplosiva está formada de clorato potásico y azufre coloreada de rojo por medio del cinabrio, aproximando á estas cerillas el asbesto impregnado de ácido sulfúrico, la esplosion tiene lugar y determina la inflamacion de la cerilla. El asbesto interviene únicamente como un cuerpo que retiene el ácido sulfúrico, para impedir que se sumerja en él la cerilla demasiado. La mezcla esplosiva está formada de 10 partes de azufre, 8 de azúcar, 5 de goma, 2 de cinabrio y 30 de clorato de potasa, hecho pasta todo esto por medio del agua. El ácido sulfúrico es con frecuencia reemplazado por el fósforo amorfo para determinar la inflamacion de estas cerillas (141).

e. Calentado con los metales el clorato de potasa, los oxida como el nitrato.

f. El ácido clorhídrico produce con el clorato de potasa un desprendimiento de cloro: el ácido clorhídrico es descompuesto por el oxígeno de la sal, como es descompnesto por el del bióxido de manganeso ó el ácido nítrico; el cloro de la sal no interviene en la reaccion.

PREPARACION DEL CLORATO DE POTASA. Si se hace pasar una corriente de cloro á traves de la potasa, se forman dos sales: el cloruro de potasio y el clorato de potasa. El clorato de potasa es menos soluble que el cloruro de potasio, lo que permite separar las dos sales por cristalizacion. Cuando se opera en grande puede reemplazarse la potasa por una lechada de cal: el hipoclorito de cal que se forma (244), hervido en presencia del cloruro de potasio, se trasforma en clorato de cal, el que cambia

sus elementos con la sal de potasa; se forma cloruro de calcio muy soluble, y clorato de potasa poco soluble.

El silicato de potasa existe en gran proporcion en muchas rocas primitivas y en el vidrio (204).

209. CLORURO DE POTASIO (KCl). Esta sal se forma cuando se descompone el carbonato de potasa por el ácido clorhídrico; su sabor es análogo al de la sal marina; pero amargo: cristaliza en cubos (fig. 112). Se obtiene con frecuencia en las artes el cloruro de potasio como producto accesorio; las cenizas de varech contienen cerca de $\frac{1}{3}$ de su peso; se le emplea en la fabricacion del alumbre, del nitro y del clorato de potasa.

210. IODURO DE POTASIO (KI). Esta sal, muy soluble, cristaliza en cubos como el cloruro: se emplea con frecuencia en medicina.

Experiencia. Puede demostrarse la existencia del iodo en esta sal descomponiéndola por el ácido sulfúrico en presencia del sobreóxido de manganeso: se desprenden vapores rojos de iodo; la reaccion, por otra parte, es la misma que en la obtencion del cloro por la sal marina. Se consigue el mismo objeto descomponiendo una solucion de ioduro por algunas gotas de agua de cloro en presencia del almidon; se produce una hermosa coloracion azul (155).

211. BITARTRATO DE POTASA (KO,HO,T^2). Muchos frutos, tales como los tamarindos, las uvas sin madurar, deben su sabor ácido al bitartrato de potasa (194) que contienen. Esta sal es poco soluble; se deposita al cabo de tiempo en los toneles bajo la forma de cristales grises ó rojos, segun el color del vino; es el *tártaro.* Purificado por cristalizacion se deposita en hermosos cristales incoloros (fig. 113). El bitartrato de potasa se separa de una solucion saturada é hirviendo en pequeños cristales blancos que sobrenadan en el líquido, por lo que ha recibido el nombre de crémor de tártaro. (1) Se separa en pequeños cristales de una solucion de potasa á la que se añade ácido tártrico; se descompone por el calor y deja por

(1) Mejor crema de tártaro.

residuo carbonato de potasa puro, que se prepara frecuentemente por este procedimiento.

Tartrato neutro de potasa (KO,T). Para preparar esta sal basta poner en digestion 40 gramos de bitartrato en una solucion de 20 gramos de carbonato de potasa con 100 centímetros cúbicos de agua. El líquido filtrado deposita, segun la concentracion, bellos cristales prismáticos de tartrato neutro de potasa: si se evapora á sequedad se obtiene la sal en polvo blanco. El tartrato neutro de potasa es muy soluble en el agua; los ácidos débiles le quitan el segundo equivalente de base. Una solucion un poco concentrada adicionada de vinagre deposita cristales de bitartrato, mientras que el segundo equivalente de potasa forma el acetato. Al segundo equivalente de potasa del tartrato neutro, reemplazado por el agua en el bitartrato, pueden sustituirse otras bases, tales como la sosa, el amoniaco, el hierro, antimonio, y formar entonces sales dobles, de las que la mas conocida es el tártaro estibiado ó tartrato doble de antimonio y de potasa, empleado en medicina como emético.

212. BIOXALATO DE POTASA Ó SAL DE ACEDERAS (KO,2HO, C^2O^3). Las hojas del *oxalis acetosella* tienen un sabor ácido que deben á una sal cuya base es tambien la potasa; pero en que el ácido tártrico es reemplazado por el ácido oxálico. En los sitios en que la acedera crece en abundancia basta esprimir su zumo para obtener por evaporacion bellos cristales de sal de acederas, que se purifica por una nueva cristalizacion; hemos hablado de esta sal en el § 197; se emplea en tintorería; sirve tambien para quitar las manchas de óxido férrico y de tinta.

213. *Sulfuro de potasio.* El azufre forma con el potasio muchas combinaciones, de las que solamente dos tienen importancia. El *monosulfuro de potasio* (KS) se emplea con frecuencia en química para reconocer los metales, que precipita al estado de sulfuros diversamente coloreados. Se prepara calcinando el sulfato de potasa con carbon; en este caso está generalmente mezclado con otros sulfuros. Se le obtiene mas

puro haciendo pasar una corriente de ácido sulfhídrico á traves de una disolucion de potasa, á la que se añade despues de la completa saturacion una cantidad igual de la misma disolucion potásica. El compuesto (KS,HS) que se forma en el primer líquido, (1) se descompone en presencia de la potasa (KO, en 2KS + HO). Esta sal cristaliza, concentrada convenientemente.

Pentasulfuro de potasio (KS^5). *Experiencia.* En un crisol de barro provisto de su tapadera, ó en una cuchara de hierro recubierta de una placa del mismo metal, se calientan juntamente 5 gramos de azufre y 5 de carbonato de potása. Se produce una efervescencia debida al desprendimiento del ácido carbónico, y queda una materia fundida de color pardo que se vierte sobre una piedra ó una placa de hierro. Si la mezcla se inflama, se la cubre para impedir el acceso del aire. La masa enfriada toma al cabo de algun tiempo una tinta amarilla, y desprende olor de huevos podridos: es el *hígado de azufre;* se compone de una mezcla de pentasulfuro de potasio y sulfato de potasa, ($3KS^5 + KOSO^3$). Bajo la influencia del calor, el azufre quita á la potasa su oxígeno para formar sulfato de potasa; el potasio libre se une al azufre, y el ácido carbónico se desprende.

Experiencia. Si en un tubo se descompone una pequeña cantidad de una solucion de hígado de azufre con el auxilio de algunas gotas de ácido sulfúrico, se produce un desprendimiento abundante de ácido sulfhídrico y un precipitado de azufre. Bajo la influencia del ácido sulfúrico, el potasio descompone el agua; forma con el oxígeno potasa, que se une al ácido sulfúrico; una parte del azufre se combina con el hidrógeno que ha quedado libre, y el resto se precipita.

$$\underbrace{KS^5}_{\text{Pentasulfuro de potasio.}} + \underbrace{HOSO^3}_{\text{Ácido sulfúrico monohidratado.}} = \underbrace{KOSO^3}_{\text{Sulfato de potasa.}} + \underbrace{HS}_{\text{Ácido sulfhídrico.}} + \underbrace{S^4}_{\text{Azufre.}}$$

El hígado de azufre se emplea principalmente para los ba-

(1) Sulfhidrato potásico.

ños de *Bareges artificiales;* no siempre se le prepara con la misma proporcion de azufre; así es que contiene con frecuencia compuestos menos sulfurados que el pentasulfuro.

214. LAS SALES DE POTASA COMO ABONO. Las sales de potasa tienen una gran influencia en la fertilidad del suelo, sobre todo para las plantas cuyas cenizas son ricas en potasa, como la vid, la patata, la remolacha, etc. Se sabe hoy que las plantas no pueden prosperar, aun en los terrenos mas ricos, si les faltan ciertos principios minerales (potasa, cal, ácido fosfórico, etc.). Cuando se quiere investigar cuáles son las sustancias necesarias para el completo desarrollo de una planta, basta analizar las cenizas de una cuyo crecimiento ha sido regular. La vid, la remolacha, no se desarrollarán en un terreno exento de potasa, así como el guisante ó el trébol en un suelo privado de cal. El empleo de los abonos minerales (cal, yeso, cenizas) está basado en la utilidad de las sustancias minerales en la vegetacion.

El estiércol contiene siempre, ademas de las materias orgánicas, fosfatos, sales alcalinas y otras sustancias minerales que aumentan su valor. Una tierra en que se cultivase siempre la remolacha y á la que no se diera abonos ricos en potasa, concluiria por estar desprovista de álcali para continuar sirviendo de alimento á las remolachas; otra tierra podria llegar á ser muy pobre en cal para contribuir al desarrollo del trébol ó los guisantes, y de ningun modo los guisantes y el trébol podrian crecer en el primero de estos dos terrenos y la remolacha en el segundo. Esta diferencia en las necesidades de las plantas explica en parte el uso generalmente adoptado de hacer alternar los cultivos.

Sodio (Na).

Equivalente = 23 ó 287,5. Densidad = 0,972.

Descubierto por Davy en 1807.

215. CLORURO DE SODIO Ó SAL MARINA. *Experiencia.* Si á 60 gramos de agua á la temperatura ordinaria se añaden 20 gramos de sal marina, esta sal se disolverá completamente si se agita el líquido; pero una nueva cantidad de sal añadida no entrará ya en disolucion. Sucederá lo mismo si se hierve la solucion ó si se opera con agua hirviendo, porque el cloruro de sodio ofrece esta particularidad, que no es, como la mayoría de las sales, mas soluble en caliente que en frio. Una solucion de sal marina expuesta en un sitio caliente se evapora y deja depositar cristales cúbicos (fig. 114), los que serán muy pequeños y finísimos si durante la operacion el líquido se ha agitado constantemente para enturbiar la cristalizacion.

Experiencia. Una solucion saturada de sal marina expuesta al aire en invierno á una temperatura muy baja (—12°), deja depositar cristales prismáticos que contienen mas de la mitad de su peso de agua de cristalizacion. Uno de estos cristales tomado en la mano se liquidará produciendo una gran cantidad de pequeños cristales cúbicos. Esta experiencia demuestra claramente:

1.° Que un cuerpo puede afectar formas diferentes segun la temperatura á que cristaliza: á la temperatura ordinaria la sal cristaliza en cubos anhidros; á — 12° en prismas hidratados.

2.° Que la temperatura tiene una gran influencia en las afinidades: por cima de 0° la sal no tiene para el agua afinidad alguna, y por el contrario, se combina con ella á algunos grados por bajo del punto de congelacion.

3.º Que el calor destruye fácilmente ciertas combinaciones: el calor de la mano basta para destruir la afinidad de la sal marina para el agua.

Experiencia. Si se calientan algunos cristales de sal sobre una lámina de platino, decrepitan al principio; una parte de la misma sal es proyectada lejos, y cuando la lámina está enrojecida la sal entra en fusion. La decrepitacion es producida simplemente por el agua interpuesta entre los cristales: el calor dilata esta agua, la reduce á vapor, y este rompe las aglomeraciones cristalinas.

La preparacion de la sal marina se ha indicado ya dos veces: la primera por medio del sodio y cloro (153); la segunda por la disolucion de la sosa en el ácido clorhídrico (186); su composicion es, pues, suficientemente conocida. Su fórmula es NaCl.

216. PRODUCCION DE LA SAL. La tierra y el mar ofrecen la sal marina en abundancia; asi es que podemos con facilidad procurárnosla en gran cantidad. La sal forma alguna vez en el seno de la tierra capas inmensas; se desprende en piedras de las minas; está entonces en masa compacta y recibe el nombre de *sal gema.* En muchas minas no se hace otra cosa que una ancha abertura que llegue hasta la capa de sal; esta abertnra recibe una bomba que se sumerge hasta el fondo: las aguas dulces que llegan á la parte superior del pozo se saturan de sal, caen al fondo y son reemplazadas en la superficie por la bomba. Otras veces el agua salada sale espontáneamente del suelo despues de haber atravesado capas en que se ha saturado de sal. En los dos casos la concentracion es necesaria para obtener cristales de sal.

Las aguas de manantiales naturales están generalmente menos cargadas de sal que el agua obtenida artificialmente de la manera que acabamos de decir: como la esplotacion llegaria á ser muy costosa si fuese necesario evaporarlas al fuego, se ha recurrido en este caso á la evaporacion al aire libre en las *fábricas en gradería.*

Llámase así á grandes paredes construidas con haces de

zarzas, las que tienen 10 á 12 metros de altas por una longitud indeterminada; están recubiertas de un techo y colocadas siempre perpendicularmente al viento dominante. El agua salada, que llega por medio de bombas á la parte alta de estas paredes, va cayendo poco á poco á traves de las zarzas, y presenta de este modo al aire una superficie considerable de evaporacion. Todos los manantiales salados contienen yeso, que es poco soluble, y se deposita sobre las ramas que constituyen esta fábrica. Cuando el agua ha sido saturada suficientemente, se traslada á calderas, en donde se la evapora agitándola sin cesar. Se deposita entonces un sulfato doble de cal y sosa, y en seguida la sal marina empieza á cristalizar.

Despues que se ha concentrado sucesivamente mucha agua salada, el líquido que queda en la caldera (las aguas madres) se carga de sales extrañas, cloruros de magnesio y de calcio, bromuros, ioduros, que acompañan frecuentemente la sal marina. Cuando el cloruro de magnesio empieza á depositarse, se detiene la concentracion y se pierden las aguas madres. Cuando se emplea la cal para precipitar la magnesia antes de la concentracion, sucede alguna vez que no se forman aguas madres: se puede en este caso continuar la concentracion.

En los paises marítimos, en el Oeste de Francia y el Mediodia, se obtiene la sal marina dejando evaporar el agua del mar al aire libre en inmensos estanques llamados pantanos salados. El agua de mar contiene por litro 25 á 27 gramos de sal marina; esta sal es en general menos pura que la de las salinas.

217. La sal marina se encuentra esparcida por todas partes en la naturaleza; casi todos los terrenos y manantiales, y de consiguente todas las plantas, la contienen. Es, por decirlo así, indispensable á los hombres y á los animales, que la hallan en los alimentos de que se nutren; las plantas la extraen del suelo. La sal en proporcion algo considerable, no es favorable á la vegetacion; en pequeña cantidad, su accion puede alguna vez ser útil. La sal marina goza de la propiedad

de impedir la putrefaccion de las materias animales y vegetales; tambien se emplea para salar la carne, los pescados, la manteca y aun algunas legumbres.

218. SULFATO DE SOSA Ó SAL DE GLAUBERO. $NaO,SO^3 + 10HO$. Del mismo modo que casi todas las sales de potasa se preparan por medio del carbonato, puede decirse tambien que casi todas las sales de sosa se derivan de la sal marina. Esta sal, sin embargo, es mas difícil descomponer que el carbonato de potasa; es necesario hacerla experimentar muchas trasformaciones antes de obtenerla al estado de carbonato. La primera consiste en trasformar la sal marina en sulfato de sosa, que se obtiene, como se ha dicho (185), durante la preparacion del ácido clorhídrico, por medio de la sal marina y ácido sulfúrico. El sulfato se llama tambien sal de Glaubero, del nombre de un médico frances al que sirvió para demostrar la produccion artificial de los compuestos salinos. Existe ya formado en muchas aguas minerales: los manantiales de Carslbad y de Oullna le contienen; en España se le encuentra en cantidades considerables, combinadas con el sulfato de cal. (1) El sulfato de sosa cristaliza en prismas de 4 á 6 caras (figura 115); tiene un gusto amargo y salado: se le emplea con frecuencia en medicina.

Experiencia. El sulfato de sosa cristalizado, expuesto al aire á una temperatura moderada, se efloresce y concluye por reducirse completamente á polvo; ha perdido entonces mas de la mitad de su peso. Contiene, en efecto, mas de la mitad de su peso de agua de cristalizacion, que le permite conservar su forma regular y su trasparencia. Las sales son, ó delicuescentes, como el carbonato de potasa, ó inalterables, ó eflorescentes, como el sulfato de sosa.

Experiencia. Un cristal de sulfato de sosa, calentado so-

(1) Entre las aguas minero-medicinales de España, en que el análisis ha demostrado la existencia de los sulfatos sódico y cálcico, son las de Alzola, Archena, Arechavaleta, Caldas de Montbuy, Ontaneda y otras muchas de menos importancia. (*N. del T.*)

bre un carbon por medio del soplete, se disuelve en su agua de cristalizacion; despues se seca, y experimenta por último la fusion ígnea. Las sales anhidras no experimentan mas que esta última fusion.

Experiencia. En un matracito que contenga 50 gramos de agua á la temperatura de 33° (figura 116), se añade sucesivamente sulfato de sosa cristalizado, hasta que la solucion esté completamente saturada, lo que tiene lugar cuando se ha añadido de sulfato de sosa próximamente tres veces el peso del agua. Esta disolucion, hervida, deja depositar cristales de sulfato de sosa anhidro; enfriada, deposita cristales hidratados. Este es un ejemplo de la influencia de la temperatura en las afinidades químicas. La solucion del sulfato de sosa aumenta con rapidez hasta 33°; despues disminuye sensiblemente hasta la ebullicion.

Experiencia. Si se disuelven en agua cristales de sulfato de sosa, la temperatura desciende; se eleva, por el contrario, si se disuelve la sal eflorescida. Se verá repetirse despues el mismo fenómeno con el carbonato de sosa cristalizado ó calcinado. El calor desprendido procede del agua, que se combina con el sulfato y el carbonato de sosa anhidros; el mismo efecto se observa cuando se apaga la cal (33).

219. SULFURO DE SODIO. NaS. *Experiencia.* Una mezcla íntima de sulfato de sosa anhidro y de carbon en polvo, calentada al soplete sobre un carbon (figura 108) en la llama de reduccion, entra en fusion produciéndose una especie de efervescencia; queda una materia negra, de la cual una parte se disuelve en agua. El carbon, á la temperatura roja, sustrae el oxígeno del ácido sulfúrico y la sosa, y forma el óxido de carbono, que se desprende, mientras que el azufre y el sodio quedan combinados; el carbon ha reducido el sulfato de sosa.

La solucion de sulfuro de sodio adicionada de algunas gotas de ácido clorhídrico, produce un desprendimiento de ácido sulfhídrico, como el sulfuro de potasio; la solucion evaporada deposita cristales de sal marina.

220. CARBONATO DE SOSA. $NaO,CO^2 + 10HO$. Obtenido por primera vez con la sal marina por Leblanc, en 1793.

Experiencia. Se repite la experiencia anterior, añadiendo á la mezcla una pequeña cantidad de creta. Se hierve en agua la materia á medio fundir que se obtiene; despues se filtra: sobre el filtro queda carbon y una materia gris que desprende ácido sulfhídrico si se humedece con un ácido; es una combinacion insoluble de sulfuro de calcio y cal. El líquido, filtrado, deja depositar por evaporacion cristales de reaccion alcalina que hacen efervescencia con un ácido: es el carbonato de sosa. El azufre del sulfuro de sodio obtenido en la experiencia anterior se ha dirigido en este caso sobre la cal, que ha abandonado al sodio su oxígeno y su ácido carbónico.

El sodio tiene mas afinidad para el cloro que para el oxígeno; así es que no se puede convertir directamente la sal marina en sosa; pero puede trasformarse la sal marina en oxisal por medio del ácido sulfúrico. Este ácido, que es uno de los mas enérgicos, no es desalojado por los demas; se le priva de su oxígeno por medio del carbon, mientras que el azufre queda combinado con el sodio.

El azufre, en fin, es desalojado por el calcio, que forma con este cuerpo y la cal una combinacion (oxisulfuro de calcio) enteramente insoluble. Es verdad que este procedimiento no da directamente sosa, sino carbonato; pero el ácido carbónico es desalojado por todos los ácidos, y puede fácilmente eliminarse por medio de la cal.

La sosa goza de propiedades análogas á las de la potasa, á la que puede reemplazar ventajosamente en muchos casos, como en el blanqueo, la fabricacion del vidrio y del jabon; tambien su preparacion se hace en grande en las fábricas de productos químicos. La operacion es la misma que para la preparacion en pequeño: se mezcla el sulfato de sosa con el carbon y carbonato de cal, solo que se opera á la vez con algunos centenares de kilógramos de sulfato. La descomposicion tiene lugar en hornos parecidos al que se representa

en la figura 117: *a* es la puerta del hogar; *b* la rejilla; *c* el cenicero; *d* una lámina sobre la que se vierte la mezcla y se agita constantemente con barras de hierro; *e* la bóveda del horno, en la que se ha practicado una abertura para la introduccion de la mezcla; *gh* la chimenea; *ii* las aberturas por donde se agita la mezcla y se separa al fin de la operacion, cuyo éxito depende en parte de la construccion del horno. La calefaccion solo se verifica por la llama del hogar, y de modo que las cenizas del combustible no se encuentren mezcladas con la materia. En otro tiempo, el carbonato de sosa se obtenia únicamente de las cenizas de ciertas plantas marinas, fucus, varechs y una planta terrestre; la barrilla.

El carbonato de sosa está formado de un equivalente de sosa unido á un equivalente de ácido carbónico. En las artes se le emplea en dos estados: ó cristalizado (cristales de sosa; contiene entonces 10 equivalentes de agua, es decir, 63 por 100) ó calcinado y anhidro; en este caso está en polvo blanco. Es necesario tener en cuenta esta diferencia cuando se emplea una de las sales en lugar de la otra. El carbonato de sosa es muy soluble en el agua; muchas aguas minerales le contienen; las aguas de Carlsbad, entre otras, contienen una gran proporcion de él, y la sal de Carlsbad, obtenida por la evaporacion de estas aguas, es una mezcla de carbonato y sulfato de sosa.

Bicarbonato de sosa. $NaO,HO,2CO^2$. El bicarbonato de sosa es mucho menos soluble que el carbonato; nos servimos de él cuando se quiere producir un abundante desprendimiento de ácido carbónico, que le contiene en proporcion dos veces mayor que el carbonato neutro. Se prepara el bicarbonato de sosa en Vichy, en grandes cámaras en donde se colocan los cristales de sosa quebrantados á la accion del ácido carbónico que se desprende de las aguas gaseosas naturales. Se emplea muchas veces, con los ácidos tártrico ó cítrico, para la preparacion de limonadas gaseosas; se mezclan con este objeto 2 partes de ácido tártrico en polvo á 3 partes de bicarbonato de sosa. Esta es la mezcla de que se hace uso hoy

para producir el ácido carbónico en los aparatos de agua gaseosa. El bicarbonato de sosa se descompone por el calor como el bicarbonato de potasa.

221. SOSA CÁUSTICA. NaO,HO. La preparacion de la sosa cáustica se hace, de la misma manera que la de la potasa, con la cal apagada (203). Se obtiene así la lejía de sosa, que se evapora hasta consistencia oleosa; se solidifica por enfriamiento y produce la *sosa por la cal*, de la que se elimina el exceso de agua por la fusion ígnea; queda entonces el *hidrato de sosa* NaO,HO. El hidrato de sosa es muy cáustico; se combina con las grasas y forma los jabones duros. Con la silice produce la sosa vidrio; se presta en general á los mismos usos que la potasa, á la que sustituye en muchas circunstancias.

222. SODIO. Na. Este metal se prepara hoy en grande por el mismo procedimiento que se ha descrito para el potasio, descomponiendo el carbonato de sosa por el carbon; la descomposicion es mucho mas fácil que la del carbonato de potasa. La accion del sodio sobre las materias oxigenadas es la misma que la del potasio; sin embargo, algo menos enérgica; el hidrógeno no se inflama durante la descomposicion del agua, á menos que se impida agitarse el metal en la superficie del líquido; el hidrógeno arde entonces con una llama amarilla. El procedimiento por medio del que se trasforma hoy la sal marina en carbonato de sosa, es todavía, á excepcion de alguna pequeña mejora, el que ideó Leblanc.

223. FOSFATO DE SOSA NEUTRO. 2NaO,HO,PhO^{5}24HO. Es el único fosfato de sosa que se prepara y se emplea generalmente en los laboratorios; el fosfato básico que contiene 3 equivalentes de sosa, y el fosfato básico que no tiene mas que uno, son empleados muy rara vez.

Experiencia. Si se neutralizan 20 gramos de carbonato de sosa por el bifosfato de cal que hemos obtenido (176), se forma un precipitado blanco de carbonato de cal que se separa por decantacion; el líquido, evaporado hasta la saturacion, deja depositar cristales de fosfato de sosa, que contienen 24

equivalentes de agua. Una parte de la solucion de fosfato de sosa, á la que se añaden algunas gotas de disolucion de una sal de plata, forma un precipitado amarillo de fosfato argéntico tribásico, $3AgOPhO^5$.

Experiencia. Los cristales que se obtienen del modo antedicho se eflorescen con rapidez en un sitio caliente. El fosfato en polvo así obtenido, calcinado hasta el rojo en un crisol de porcelana (figura 118) despues disuelto en el agua y evaporado, deja depositar cristales mucho menos ricos en agua de cristalizacion que los anteriores. No precipitan ya en amarillo, sino en blanco, la disolucion de una sal de plata, y producen fosfato argéntico bibásico, $2AgO,PhO^5$. Se ha dado á este fosfato de sosa el nombre de *pirofosfato* de sosa, porque ha sido modificado por el calor. Este ejemplo hace ver lo que la calcinacion puede disminuir la afinidad de una sal para el agua, y aun trasformar sus propiedades, eliminando de ella un equivalente de agua que hace el papel de base. El ácido fosfórico es *triatómico*, es decir, que puede combinarse con tres equivalentes de base, y segun la preparacion dar orígen á tres órdenes diferentes de sales.

1) El fosfato de sosa tribásico ó neutro $2NaO,HO,PhO^5$ en el que el agua puede ser reemplazada por un equivalente de base (fosfato básico), ó un equivalente de sosa por un equivalente de agua (fosfato ácido);

2) El pirofosfato de sosa, $2NaO,PhO^5$;

3) El metafosfato de sosa, NaO,PhO^5.

224. NITRATO DE SOSA. NaO,NO^5. *Experiencia.* Una solucion caliente de carbonato de sosa neutralizada por el ácido nítrico, deja depositar cristales incoloros, romboédricos, de nitrato de sosa (nitro cúbico), (figura 119). Este nitrato se funde sobre el carbon como el nitrato de potasa, con el cual tiene gran analogía. Se encuentra en grandes cantidades en la América Meridional, en Chile y en el Perú, de donde se remite á Europa. Sirve para la fabricacion del ácido nítrico, y su precio elevado es lo único que impide utilizarle en agricultura, en donde constituiria un poderoso abono. El nitrato

de sosa no puede servir para la fabricacion de la pólvora, porque atrae la humedad atmosférica.

225. BORATO DE SOSA. $NaO,2BO^3 + 10HO$. Los cristales duros y trasparentes conocidos bajo el nombre de bórax, son una combinacion de sosa y ácido bórico que contiene 10 equivalentes de agua, cerca de la mitad de su peso; tiene una reaccion alcalina.

Experiencia. Si se calienta al soplete un poco de bórax que esté adherido al extremo de un hilo de platino, se hincha, perdiendo su agua de cristalizacion, y se funde en seguida en una esfera vítrea, incolora y trasparente. Este glóbulo, humedecido y rodeado de litargirio, se cubre de algunas láminitas de óxido de plomo, que se disuelve en el bórax por una nueva fusion sin alterar su color ni trasparencia. Si se reemplaza el litargirio por otros óxidos metálicos, el bórax se colora de diferente manera con los diversos óxidos. El hierro le colora en verde botella ó en amarillo rojizo, segun que esté al estado de protóxido ó de sesquióxido: el óxido de cobalto le colora en azul intenso; el óxido de cromo en verde esmeralda; el óxido de cobre en verde claro; el manganeso en corta cantidad, en violado. Los óxidos se disuelven de la misma manera en los barnices de las porcelanas, esmaltes, etc., que contienen en general bórax ó ácido bórico.

Se emplea con frecuencia el bórax en los ensayos al soplete para distinguir los óxidos metálicos, con los que toma diferentes coloraciones. En la metalurgia se usa para limpiar los metales que hay necesidad de soldar á temperaturas elevadas.

Experiencia. Se coloca un fragmento de estaño y un hilo de hierro sobre una lámina de cobre mantenida en la llama de una lámpara de alcohol (fig. 120). El estaño se funde, pero no adhiere ni al hierro ni al cobre; pueden separarse los tres metales despues del enfriamiento. Si se repite la experiencia habiendo recubierto de bórax en polvo la lámina de cobre y el hilo de hierro ligeramente humedecidos, los tres metales se unirán íntimamente despues del enfriamiento. Este hecho

se explica del modo siguiente: los metales, no pudiendo soldarse sino cuando están en contacto inmediato, la mas ligera capa de óxido interpuesta entre ellos se opone á la adherencia; pero el bórax disuelve los óxidos, pone á los metales al descubierto, y aun les preserva de la oxidacion ulterior, formando al rededor de ellos una ligera capa, se les puede entonces soldar sin dificultad. El bórax era en otro tiempo importado de Asia, en donde se le encuentra en estado natural (tinkal); hoy es una provincia de Italia, la Toscana, quien tiene, por decirlo así, el monopolio de esta fabricacion.

226. SILICATO DE SOSA. VIDRIO. La sílice, que tiene una gran analogía con el ácido bórico, forma con la sosa y aun con otras bases (cal, alúmina, óxido de plomo, de hierro, etc.) combinaciones que experimentan la fusion vítrea; se les conoce generalmente bajo los nombres de vidrios, esmaltes, escorias, etc.

Experiencia. Si se calienta al soplete un hilo de platino encorvado en su extremidad (fig. 96) y se le sumerge rápidamente en carbonato sódico anhidro y en polvo, una parte de la sal adhiere al hilo y puede fundirse en glóbulo. Si en seguida se sumerge este glóbulo, mientras está todavia caliente, en arena cuarzosa reducida á polvo fino, se recubre de sílice, que puede fundirse al soplete; quedará un globulito trasparente de silicato de sosa, soluble en el agua hirviendo si el álcali ha sido empleado en exceso (vidrio soluble) (204); casi insoluble, por el contrario, si la sílice domina en él. No puede obtenerse el silicato de sosa insoluble en el agua y en los ácidos, el vidrio, sino con la condicion de asociarle al silicato de una base térrea. Los principales materiales que entran en la fabricacion del vidrio son: *a*) el cuarzo, sílex ó arena cuarzosa; *b*) la potasa ó ceniza; *c*) la sosa ó sulfato de sosa; *d*) la cal ó creta; *e*) el litargirio ó minio. Estas sustancias, reducidas á polvo, se mezclan íntimamente y se funden en grandes crisoles de barro hasta que la materia esté bien homogénea. En este estado, la materia puede moldearse, soplarse, partirse, y se presta á todas las

formas que se le quiere dar; por el enfriamiento se endurece mucho; pero este enfriamiento no debe ser demasiado rápido; tiene lugar en los hornos de coccion, donde el descenso de temperatura es muy lento. Los mas pequeños cambios de temperatura bastan para romper el vidrio mal recocido. Puede corregirse en parte este defecto sumergiendo el vidrio mal recocido en agua, que se hace hervir y se deja enfriar con gran lentitud.

Para colorear el vidrio se usan principalmente los óxidos citados § 225. Los vidrios blancos opacos imitando la porcelana, que se usan para ventanas, y el esmalte de las esferas de relojes y péndulos, deben su color y opacidad al fosfato de cal ó al óxido de estaño en polvo fino. Estas sustancias no se disuelven en el vidrio; pero le hacen opaco, de la misma manera que la creta suspendida en el agua quita á este líquido su trasparencia. Se talla el vidrio sobre piedras de molino con arena y esmeril; el pulimento se da con óxido férrico y trípoli; se graba con facilidad por medio del ácido fluorhídrico, y se perfora, del mismo modo que los metales, por medio de una aguja de acero impregnada frecuentemente en la esencia de trementina.

Las dos principales especies de vidrio son:

a) El *crown glass* ó vidrio de Bohemia, compuesto de potasa, cal y sílice. Este vidrio es muy duro y se funde con dificultad, lo que le hace excelente para los usos de la química.

b) El *flint glass* ó cristal compuesto de potasa, óxido de plomo y sílice. Este vidrio es mas pesado y mas refringente que el *crown glass*; al mismo tiempo mas blando y mas fusible. No resiste tan bien como el anterior á los agentes químicos.

El vidrio de botella tiene la misma composicion que el *crown glass*; pero contiene ademas de la alúmina y óxido férrico cuando es pardo, óxido ferroso cuando es verde. El hierro procede en parte de arenas impuras que se usan en la fabricacion del vidrio comun.

En los vidrios blancos ordinarios, la potasa es reemplazada por la sosa.

CUADRO

DE LAS PRINCIPALES COMBINACIONES FORMADAS POR LA POTASA Y POR LA SOSA.

Metales:	Potasio.	Sodio.
Óxidos:	Óxido de potasio, potasa.	Óxido de sodio, sosa.
Sulfuros:	Sulfuro de potasio.	Sulfuro de sodio.
Sales halóideas:	Cloruro de potasio.	Cloruro de sodio.
	Ioduro de potasio.	Ioduro de sodio.
Oxisales:	Carbonato de potasa.	Carbonato de sosa.
»	Bicarbonato de potasa.	Bicarbonato de sosa.
»	Clorato de potasa.	Clorato de sosa.
»	Nitrato de potasa.	Nitrato de sosa.
»	Sulfato de potasa.	Sulfato de sosa.
»	Bisulfato de potasa.	Bisulfato de sosa.
»	Sulfito de potasa.	Sulfito de sosa.
»	Fosfato de potasa.	Fosfato de sosa.
»	Silicato de potasa (vidrio).	Silicato de sosa (vidrio).
»	Silicato de potasa básico (vidrio soluble).	Silicato de sosa básico (vidrio soluble).
»	Tartrato neutro de potasa.	Tartrato de sosa.
»	Bitartrato de potasa (sal de tártaro).	
»	Bioxalato de potasa (sal de acederas).	
»	Acetato de potasa.	Acetato de sosa, etc.

Amoniaco (NH^3).

Equivalente = 17 ó 212,5. Densidad = 0,597.

Conocido desde los tiempos mas remotos y analizado por Berthollet en 1785.

227. *Experiencia* 1. Si se calientan juntamente en un tubo de ensayo provisto de un tubo de desprendimiento que se

sumerja en agua (fig. 25) 40 gramos de limaduras finas de hierro y 2 de hidrato de potasa, puede recogerse un gas inflamable qne no es otra cosa que hidrógeno. Este gas resulta de la descomposicion del agua del hidrato potásico por el hierro. La potasa retiene agua aun á la temperatura roja, á la cual el hierro la descompone fácilmente.

La reaccion es esta:

$$\underbrace{3(KOHO)}_{\text{Hidrato de potasa.}} + \underbrace{3Fe}_{\text{Hierro.}} = \underbrace{3KO}_{\text{Óxido de potasa.}} + \underbrace{3FeO}_{\text{Protóxido de hierro.}} + \underbrace{H^3}_{\text{Hidrógeno.}}$$

Experiencia 2. Si se calientan de la misma manera 40 gramos de hierro con 2 gramos de nitrato de potasa, se desprende tambien un gas, pero que ahora no es inflamable; es el nitrógeno. El ácido nítrico es descompuesto por el hierro, como anteriormente el agua; el hierro le quita el oxígeno, mientras que el nitrógeno puesto en libertad se desprende.

$$\underbrace{KONO^5}_{\text{Nitrato de potasa.}} + \underbrace{5Fe}_{\text{Hierro.}} = \underbrace{KO}_{\text{Óxido de potasio.}} + \underbrace{5FeO}_{\text{Protóxido de hierro.}} + \underbrace{N}_{\text{Nitrógeno.}}$$

Experiencia 3. Si se reunen las dos experiencias anteriores en una, mezclando en un tubo 80 gramos de hierro con 2 de potasa y 2 gramos de nitrato de potasa, ya no se desprende hidrógeno ni nitrógeno, sino un gas de olor picante que azulea el papel de tornasol enrojecido y que no puede recogerse sobre el agua, porque es muy soluble en ella. Este gas es una combinacion de nitrógeno é hidrógeno, el *amoniaco*, que se ha formado durante la reaccion.

$$\underbrace{3(KOHO)}_{\text{Hidrato de potasa.}} + \underbrace{KONO^5}_{\text{Nitrato de potasa.}} + \underbrace{8Fe}_{\text{Hierro.}} = \underbrace{4KO}_{\text{Óxido de potasio.}} + \underbrace{8FeO}_{\text{Protóxido de hierro.}} + \underbrace{NH^3}_{\text{Amoniaco.}}$$

El hidrógeno y el nitrógeno no se combinan directamente: una vez desprendidos, no tienen ya accion el uno sobre

el otro; pero se unen cuando se encuentran en presencia al estado naciente.

Composicion del amoniaco. En el gas amoniaco seco, un equivalente de nitrógeno está siempre combinado con tres equivalentes de hidrógeno, NH^3. Pero los tres volúmenes de hidrógeno y un volúmen de nitrógeno, no forman ya mas que dos volúmenes, cuando constituyen el amoniaco. La contraccion, es, pues, de medio volúmen; para el agua, no ha sido mas que de un tercio (87).

228. PREPARACION DEL AMONIACO. El amoniaco se forma en la destilacion seca de las materias animales, cuyo nitrógeno é hidrógeno se combinan en el momento en que se ponen en libertad por el calor.

Experiencia. Se introducen en una retorta 50 gramos de huesos reducidos á pequeños fragmentos, y se destilan hasta que no se desprenda producto alguno volátil. La retorta está provista de un tubo que se sumerge en el fondo de un frasco, que contiene una capa de agua de uno á dos centímetros. El tapon del frasco está atravesado por un segundo tubo, que permite la salida de los gases insolubles en agua (figura 121). Estos gases tienen un olor muy desagradable, que desaparece cuando se les inflama; arden con una llama brillante como el gas de la hulla; su composicion es la misma. En el frasco se deposita una materia breosa negra, de muy mal olor; se la separa del agua, haciendo atravesar á esta un filtro ya mojado. El líquido filtrado contiene amoniaco, que se reconoce por su olor picante, y su reaccion sobre el papel de tornasol. La solucion contiene ademas algunos productos pirogenados, á los que debe su color pardo y olor desagradable.

Vertiendo agua de cal en la solucion amónica, la enturbia y la comunica un olor mas penetrante. El líquido se enturbia, porque al formarse el amoniaco se combina con el ácido carbónico formado al mismo tiempo; la cal descompone el carbonato amónico, pone la base en libertad y se combina con el ácido carbónico. La potasa y la sosa conservan su reac-

cion alcalina, aun cuando estén combinadas con el ácido carbónico; lo mismo le sucede al amoniaco, cuyo olor y alcalinidad son apenas debilitadas por la combinacion con este ácido. En otro tiempo se preparaba para la medicina un líquido amoniacal, destilando el cuerno de ciervo; empleábasele como sudorífico, bajo el nombre de *espíritu de cuerno de ciervo*. Se purifica el líquido amoniacal, destilándole sobre una lechada de cal; pero se llega mas fácilmente á este resultado, convirtiendo al amoniaco en una sal que se purifica por cristalizacion.

229. CLORHIDRATO DE AMONIACO Ó SAL AMONIACO. NH^3, HCl.

Experiencia. Se neutraliza con el ácido clorhídrico el líquido-amoniacal obtenido en la experiencia anterior, despues se le filtra por carbon animal. La solucion pasa incolora ó casi incolora, porque el carbon animal absorbe una parte de las materias estrañas (105). Deposita cristales pardos que quedan blancos, por un nuevo tratamiento con carbon animal. El clorhidrato de amoniaco, llamado vulgarmente sal amoniaco, se estraía en otro tiempo de Egipto, donde se le preparaba quemando el estiercol de camello; esta sal no tiene ya olor amoniacal, y la reaccion alcalina está completamente neutralizáda por el ácido.

Experiencias con el clorhidrato de amoniaco. Experiencia a. Si se calienta un fragmento de clorhidrato de amoniaco sobre una lámina de platino, este fragmento se trasforma en vapores blancos, que pueden condensarse sobre un cuerpo frio. La sal amoniaco sublimada, se presenta en masas blancas difíciles de pulverizar. En las artes esta sublimacion se hace en grandes pucheros de gres, calentados por la parte inferior; el vapor se condensa en la parte superior fria de estos pucheros, constituyendo una masa que conserva la forma del vaso que hay que romper para separarla. En esta forma ha recibido la sal amoniaco, el nombre de sal amoniaco en panes.

Experiencia b. El clorhidrato de amoniaco, se disuelve fácilmente en el agua y produce un descenso de temperatura muy sensible.

Experiencia c. El clorhidrato de amoniaco mezclado con un álcali fijo (potasa, cal, etc.), desprende un fuerte olor amoniacal; la base de la sal se pone en libertad por el álcali. Esta mezcla es empleada alguna vez para llenar los frascos de sales.

Experiencia d. Un fragmento de estaño del grueso de un guisante, fundido sobre una lámina de cobre (figura 122), no adhiere á ella aun cuando se procure determinar la adherencia, frotándola con un lienzo ó un pedazo de madera. Si por el contrario, se repite la experiencia despues de haber espolvoreado el cobre con sal amoniaco, el estaño podrá estenderse por la superficie del cobre, á la cual adherirá con fuerza. Esta propiedad ha hecho emplear el clorhidrato de amoniaco (1) en el estañado y soldaduras. Su uso está fundado en el hecho, de que el óxido metálico que recubre el cobre y el estaño, desaloja el amoniaco, se une al cloro y pone al descubierto los metales que pueden unirse. Durante la operacion se desprende siempre un olor amoniacal.

230. SULFATO DE AMONIACO $NH^3,HO,SO.^3$ Si al líquido amoniacal obtenido (228), se le añade ácido sulfúrico hasta neutralizarle, se obtienen despues de la purificacion cristales de sulfato de amoniaco en lugar de clorhidrato. Estas dos sales se obtienen como producto secundario en la frabricacion del gas del alumbrado y en la del negro animal. El nitrógeno de la hulla y el de los huesos, se trasforman, durante la destilacion seca, en amoniaco que se condensa en el agua acidulada con el ácido sulfúrico ó clorhídrico. El sulfato de amoniaco, se emplea principalmente en la fabricacion del alumbre.

231. AMONIACO CÁUSTICO NH^3. *Experiencia.* Se calienta con suavidad en el aparato (figura 104), una mezcla de 10 gramos de clorhidrato de amoniaco, 15 gramos de cal apagada y 60 de agua. El amoniaco desalojado por la cal, se despren-

(1) Sabido es que la escuela francesa sigue admitiendo los clorhidratos; y por consiguiente nos hemos visto en la precision de consignar esta palabra, aun cuando no estemos conformes con ella. *(N. del T.)*

de al estado de gas, mas ligero que el aire; este gas pone azul el papel rojo de tornasol, y forma abundantes vapores blancos, en contacto de un papel impregnado en el ácido clorhídrico. Si se sumerge el tubo en el fondo de un frasco que contenga un poco de agua, el gas amoniaco se disuelve en esta, la que puede adquirir hasta 600 volúmenes de dicho gas; esta solucion se llama tambien *álcali volatil*. El gas amoniaco, cuando se condensa, abandona el calor latente; asi es que hay necesidad de enfriar el recipiente con agua. Para evitar la absorcion del líquido contenido en el recipiente, conviene colocar en el matraz de desprendimiento un tubo de seguridad (92, figura 45). La solucion de amoniaco es menos densa que el agua, lo es tanto menos, cuanto mas concentrado; este carácter permite determinar su valor por medio de un areómetro. El amoniaco cáustico, cuyas principales propiedades se han indicado ya, es despues de la potasa y la sosa, la base mas enérgica.

232. SULFHIDRATO DE AMONIACO NH^3,HS. (1) *Experiencia*. Si se hace pasar una corriente de gas sulfhídrico (132), á traves de una solucion de amoniaco hasta la saturacion, se forma sulfhidrato de amoniaco, uno de los reactivos mas importantes para precipitar los metales. Para conservarle, es preciso tener los frascos herméticamente tapados, porque se descompone al contacto del aire.

233. SEXQUICARBONATO DE AMONIACO. $2NH^3, 2HO, 3CO^2$. El carbonato de amoniaco se obtiene al estado bruto en la destilacion seca; se le prepara puro, por doble descomposicion entre el sulfato ó clorhidrato de amoniaco y el carbonato de cal.

Experiencia. Se calientan 20 gramos de creta y 10 de clorhidrato de amoniaco en un matracito ó en un frasco de fondo

(1) Admitiendo, como lo hacen la generalidad de los químicos, la existencia del amoniaco recibe el nombre de sulfhidrato amónico, sulfosal formada por la combinacion de un equivalente de ácido sulfhídrico y otro de sulfuro amónico, teniendo esta fórmula (NH^4S,HS). *(N. del T.)*

delgado, que se recubre de un segundo frasco seco en el momento en que se desprenden los vapores amoniacales (figura 123). En este frasco, que debe servir de recipiente, el carbonato de amoniaco se deposita en una capa blanca fácil de desprender. Ha habido en esta experiencia cambio de ácidos entre las dos sales, que se encontraban en presencia.

El carbonato de amoniaco obtenido de esta manera, es un sexquicarbonato; atrae del aire una proporcion mayor de ácido carbónico, y pasa al estado de bicarbonato; se emplea con frecuencia en las pastelerías, en lugar de levadura; bajo la influencia del calor adquiere el estado gaseoso, se desprende y da á la pasta una gran porosidad.

Se preparan con facilidad las sales amoniacales, saturando por un ácido una solucion de amoniaco cáustico ó de carbonato de amoniaco.

234. EL AMONIACO SE FORMA EN LA PUTREFACCION DE LAS MATERIAS ORGÁNICAS. Una produccion de amoniaco muy importante y que hay necesidad de no desatender, es la que tiene lugar en la putrefaccion de las materias orgánicas. Toda sustancia azoada animal ó vegetal, produce al descomponerse carbonato de amoniaco, cuyo olor picante se percibe con frecuencia en las cuadras mal cuidadas y en los comunes. Si se colocan en estos sitios platos de poco fondo, que contengan ácido clorhídrico diluido, el olor desaparece, y al cabo de algun tiempo el líquido deja depositar despues de la evaporacion, cristales de sal amoniaco. Las materias animales siempre mas nitrogenadas que las sustancias vegetales, producen mucho mas amoniaco; la orina putrificada, por ejemplo, contiene proporciones tan grandes de él, que se emplea en el desengrasado de las lanas, en lugar de agua de jabon; frecuentemente se usa tambien para la preparacion del amoniaco.

235. AFINIDAD DEL AZOE. Segun lo dicho anteriormente de las materias animales, se puede deducir que la afinidad del azoe para los demas elementos, es muy variable; se combina durante la descomposicion de las sustancias orgánicas;

Con el hidrógeno, para formar amoniaco á la temperatura ordinaria (putrefaccion);

Con el oxígeno, para formar ácido nítrico á la temperatura ordinaria, en presencia de una base enérgica (nitrerías artificiales);

Con el hidrógeno, para formar amoniaco en la destilacion seca, á una temperatura elevada: en presencia de la potasa ó la sosa hidratada, es cuando la trasformacion es mas completa;

Con el carbono, para formar el cianógeno á una temperatura elevada en vaso cerrado, en presencia de una base enérgica anhidra;

El nitrógeno, se desprende libre á una temperatura elevada, cuando el acceso del aire es suficiente.

236. LAS SALES AMONIACALES SON PODEROSOS ABONOS. El nitrógeno no puede ser absorbido por las plantas, sino al estado de ácido nítrico ó amoniaco, cuya presencia en los abonos es perceptible al olfato. Las combinaciones amoniacales son muy solubles, y así es necesario no desperdiciar las orinas ó cualquier líquido que sea abundante en principios amoniacales. El amoniaco existe siempre en este abono en una proporcion muy pequeña, para que dejen de influir las pérdidas por volatilizacion; emplear un ácido, yeso, ó sulfato ferroso para fijarle, es destruir al mismo tiempo el carbonato de potasa, trasformándole en sulfato y hacer mas perjuicio que provecho. El polvo de huesos no obra solamente por su ácido fosfórico; da á las plantas amoniaco, procedente de la descomposicion de la gelatina.

Las plantas silvestres no pueden absorber mas que los abonos nitrogenados, amoniaco y ácido nítrico, que les suministra la atmósfera; de aquí la gran diferencia de vegetacion entre estas y las cultivadas, á las que se da el amoniaco y ácido nítrico, bajo la forma de abonos nitrogenados.

El amoniaco, el ácido carbónico y el agua, son los grados estremos de la descomposicion de las materias animales y vegetales, y de estas tres sustancias, resíduos de la vida,

ó productos de la muerte, es de lo que se alimentan y viven todas las plantas que cubren la superficie del globo.

237. AMONIO. La gran analogía del amoniaco con la potasa y la sosa, ha hecho suponer que podria muy bien ser el óxido de un radical compuesto, cuerpo que obra como un metal, de la misma manera que el cianógeno se conduce como un metaloide. No se ha renunciado á aislar un compuesto parecido: sin embargo, muchos químicos admiten que está formado de 1 equivalente de nitrógeno unido á 4 equivalentes de hidrógeno, NH^4, y le llaman *amonio*. Esta teoría está fundada en el hecho siguiente: que el gas amoniaco NH^3 seco, no puede formar combinaciones salinas con los ácidos anhidros: es siempre necesario 1 equivalente de agua. Por consiguiente, el amoniaco con agua NH^3, HO, puede ser considerado como el óxido de amonio, NH^4O; el sulfato de amoniaco $NH^3,HOSO^3$, será entonces sulfato de óxido de amonio NH^4O, SO^3; el clorhidrato de amoniaco NH^3,HCl, será cloruro de amonio NH^4Cl. Como la composicion del cuerpo queda siempre la misma, puede admitirse indiferentemente una ú otra de estas hipótesis. (1)

Amidos. Se llama amidó la combinacion de 1 equivalente de nitrógeno con 2 equivalentes de hidrógeno (NH^2), que no se ha podido, hasta ahora, aislar todavía.

Litio.

Equivalente = 6,5 ó 81,6. Densidad = 0,59.

238. En 1817 Arfwedson descubrió en algunos minerales raros, una base análoga á la potasa, y le dió el nombre de *litina*. Davy aisló de ella un metal, el litio, que es el mas li-

(1) Deja de citar el autor la importante prueba en pro de la existencia del amonio, de la formacion de la amálgama de este metal, así como el isomorfismo de las sales amónicas con las potásicas. *(N. del T.)*

gero de todos los cuerpos simples conocidos, porque su densidad no es mas que 0,59; sobrenada en el aceite de nafta. Las sales de litina, dan á la llama del alcohol una tinta de color rojo carmesí.

RESÚMEN.

1.° El potasio y el sódio son los cuerpos que tienen mayor afinidad para el oxígeno; flotan en el agua y la descomponen.

2.° Sus óxidos son las bases mas enérgicas; han recibido los nombres de potasa y sosa y están siempre combinados con un equivalente de agua. Se les puede comparar al amoniaco (óxido de amonio).

3.° La potasa, la sosa y la litina se llaman álcalis; sus metales forman el grupo de los metales alcalinos.

4.° Los álcalis son muy solubles en el agua, muy cáusticos y destruyen las materias animales y vegetales.

5.° Los álcalis tienen una gran afinidad para los ácidos; espuestos al aire se apoderan del ácido carbónico contenido en este.

6.° Los carbonatos alcalinos no se descomponen por el calor; los ácidos les despojan de su ácido carbónico con efervescencia.

7.° Los carbonatos de sosa, potasa y amoniaco, son muy solubles en agua y tienen reaccion alcalina.

8.° La potasa y la sosa fundidas con sílice producen vidrio; con las grasas forman jabones.

9.° Casi todas las sales alcalinas son muy solubles en agua; ninguna es del todo insoluble. Algunas son delicuescentes, otras eflorescentes, otras no se alteran al aire.

10. Las sales de potasa y sosa no son volátiles sino á muy elevadas temperaturas; las sales amoniacales se volatilizan ó se descomponen á temperaturas no muy altas.

11. Una base menos enérgica puede quitar un ácido á una base mas poderosa cuando forma con ella un compuesto insoluble.

SEGUNDO GRUPO.—METALES ALCALINO-TÉRREOS.

Calcio. (Ca.)

Equivalente = 20 ó 250.—Densidad = 1,58.

Metal amarillo muy ductil y muy brillante. Descubierto por Davy en 1808.

239. CARBONATO DE CAL. CaO,CO^2. La creta, ya se ha visto, que no es otra cosa que carbonato de cal: se ha hablado de su composicion en la preparacion del ácido carbónico. La caliza, el mármol, las conchas de los moluscos, son carbonato de cal. Esta sal está muy esparcida en la superficie del globo; montañas enteras están formadas de ella y constituye el elemento principal del terreno de comarcas muy estensas; mezclado con la arcilla ó arena, constituye las margas arcillosas ó arenosas. El carbonato de cal se encuentra alguna vez puro, cristalizado en romboedros de una diafanidad perfecta, *espato de Islandia* (figura 119), ó en prismas rectangulares, *aragonito*. La gran diferencia que existe entre los diversos aspectos del carbonato de cal, no debe extrañarnos ó hacer concebir la idea de una diferencia de composicion, porque el azúcar presenta casi la misma variedad de aspectos: cristales gruesos en el azúcar cande; granugiento en el azúcar blanco; amorfo y trasparente en las fábricas de azúcar; y por último, dividido y reducido á polvo.

Uno de los caractéres de las piedras calizas, es hacer efervescencia con los ácidos, lo que las distingue en general de los demas minerales que, salvo algunas escepciones, no producen efervescencia. Si se cubre de una capa de aceite ó de barniz algunos puntos de una piedra caliza y se humedece despues con ácido nítrico diluido, esta piedra es atacada y disuelta en todos los puntos que no protege la materia grasa. Las partes preservadas forman un relieve que puede reproducirse sobre un papel, luego que se haya pasado sobre él un

cilindro impregnado de tinta litográfica: así es como se reproducen los grabados litográficos; las piedras que se emplean para este uso, deben tener un grano muy fino; han recibido el nombre de *piedras litográficas*.

Experiencia. Si se sopla al traves del agua de cal por medio de un tubo, ó mejor todavia, si se hace pasar una corriente de ácido carbónico, esta agua se enturbia desde luego por la formacion de carbonato de cal; pero si se prolonga la duracion de la corriente de gas ácido carbónico, el líquido se aclara sensiblemente, porque el carbonato de cal, insoluble en el agua, se disuelve en pequeña proporcion en el agua cargada de ácido carbónico. Si en seguida se divide en dos partes el líquido claro obtenido, la una espuesta al aire se enturbia lentamente y deja depositar carbonato de cal; la otra, calentada á la lámpara deja desprender gruesas burbujas de ácido carbónico, al mismo tiempo que el carbonato se precipita. Lo que así se produce en pequeña escala, se verifica en grande en la naturaleza. Toda tierra qne contenga meterias orgánicas, contiene tambien ácido carbónico que se disuelve en las aguas al filtrarse: por eso todos los manantiales contienen ácido carbónico.

Las aguas filtradas cargadas de ácido carbónico disuelven el carbonato de cal cuando pasan por una formacion caliza; se sabe, por otra parte, que casi todas las aguas de manantiales contienen carbonato de cal que las hace *duras*, cuando existe en ellas en gran proporcion. Luego que estas aguas se hallan en contacto con el aire, pierden una parte de su ácido carbónico, el carbonato precipitado forma un sedimento calizo y el agua mejora en condiciones. Este depósito de carbonato de cal se efectúa tambien alguna vez, produciendo formas muy regulares, cuando las aguas de infiltracion pierden lentamente su ácido carbónico á lo largo de las hendiduras de las rocas, las que se tapizan de capas cristalinas ó en cuevas en que el carbonato de cal forma *estalactitas ó estalagmitas*, segun que el depósito está suspendido del techo de la cueva ó se eleva sobre el suelo. Algunos manantiales tie-

nen nombradia por la abundancia de este depósito, que incrusta y recubre en poco tiempo los objetos sumergidos en sus aguas; tale s son, el de Saint-Allyre, en Auvernia, y el de Carlsbad en Bohemia, que deposita el *sprudelstein*.

240. CAL, ÓXIDO DE CALCIO. CaO. *Experiencia*. Un fragmento de creta calentado al soplete sobre el carbon y mantenido incandescente durante algun tiempo, pierde una parte de su peso, no marca ya los trazos como antes y no hace efervescencia con los ácidos: el ácido carbónico ha sido eliminado y queda la cal que vuelve azul al papel rojo de tornasol. La coccion de la cal se hace en los hornos de cal de grandes dimensiones, llamados intermitentes ó contínuos, segun que el trabajo se suspende para separar la cal ó se continúa sin interrupcion. La figura 124 representa un horno contínuo calentado por la hulla. Tiene la forma de un cono invertido de mampostería *a*, en el que una capa de combustible alterna con una capa de piedra caliza; se mantiene constantemente lleno ha sta *b*. En la parte inferior hay practicadas tres aberturas, por las que se separa la cal ya cocida; una de ellas está figurada en *c d*. En estos hornos, las cenizas del combustible están mezcladas constantemente con la cal y alteran su calidad.

La disposicion siguiente (figura 125), permite evitar este inconveniente y hacer uso de combustibes de calidad inferior, tales como la turba, lignito, hulla menuda, etc.; *a* es el hogar, *b* el paso del aire de la chimenea, *c* y *d* el cenicero. Aquí como en los hornos de reverbero, la llama baña en el interior del horno t oda la caliza, la cual no es ensuciada por las cenizas. Ordinariamente cada uno de estos hornos tiene dos y algunas veces tres hogares. En *f* se hace caer la cal ya cocida, mientras que se carga el horno de nueva piedra: la fabricacion puede de esta manera continuarse sin interrupcion durante años enteros, hasta que las paredes del horno se abren.

La *cal viva* obtenida despues de la coccion, tiene una gran afinidad para el agua y el ácido carbónico. Abandonado al

aire un pedazo de cal se pulveriza, absorbe la humedad atmosférica, despues se combina con el ácido carbónico de esta, y hace efervescencia con los ácidos. Ya se ha hablado del calor desprendido durante la hidratacion de la cal (33) cuando se la apaga al aire despues de haberla mantenido medio minuto próximamente debajo del agua. Este calor es bastante enérgico para determinar la inflamacion de la pólvora, y aun puede alguna vez causar incendios en el caso, por ejemplo, en que una gran cantidad de cal viva colocada sobre un piso de madera, hubiese sido humedecida accidentalmente. La cal que presenta estos caractéres ha recibido el nombre de *cal grasa*. La cal apagada CaOHO, contiene próximamente 25 por 100 de agua; 1 parte disuelta en 770 de agua forma el agua de cal; puesta en gran proporcion en una pequeña cantidad de agua constituye la lechada de cal. El agua hirviendo disuelve la mitad menos cal que el agua fria. La gran afinidad de la cal para el agua es utilizada con frecuencia para verificar desecaciones á la temperatura ordinaria, ó para eliminar el agua de ciertas sustancias, del alcohol, por ejemplo, en la preparacion del alcohol absoluto.

La afinidad de la cal para el ácido carbónico se ha demostrado ya en muchas circunstancias, en las experiencias sobre la combustion y preparacion de los álcalis cáusticos: así es que se emplea con frecuencia esta base para purificar el aire en los sitios cuya renovacion no es fácil, tales como las cuevas, pozos, minas, bodegas en que hay materias azucaradas en fermentacion, cerveza, mosto, etc. La cal interviene tambien en la purificacion del gas del alumbrado, en donde sirve para la absorcion de los ácidos carbónico y sulfhídrico. La lechada de cal se emplea con frecuencia en el blanqueo de las fachadas ó el interior de las casas; la capa de cal así aplicada y que adquiere una hermosa blancura, no es otra cosa, al cabo de algun tiempo, mas que carbonato de cal.

Morteros. La cal sirve para unir las piedras entre sí en las obras de mampostería; este es su principal uso. Una mezcla muy íntima de cal grasa y arena constituye el mortero

aereo que, espuesto al aire, se hace duro y resistente. Se atribuye este endurecimiento á tres causas: 1.ª, el agua se evapora y el hidrato de cal queda en masa mas compacta; 2.ª, la cal atrae el ácido carbónico del aire que penetra poco á poco en el interior de la masa y da orígen á un compuesto de carbonato y de hidrato de cal de una gran dureza; 3.ª, la adherencia de la arena y de la cal se hace de tal manera por el contacto, que puede atribuirse á una combinacion superficial, operándose á la larga entre la cal y la sílice: así puede explicarse la gran solidez de los morteros en los antiguos edificios. Es probable que cuando nuestras construcciones hayan atravesado algunos siglos, los morteros presentarán tambien la misma dureza, si es que se han construido con buena arena cuarzosa. La arena que se mezcla á la cal contribuye á hacerla formar pasta; en efecto, la cal diluida en agua se resquebraja por la desecacion, lo que no sucede cuando está mezclada con arena. Los antiguos morteros están principalmente compuestos de hidrato de cal, carbonato de cal y sílice (arena).

Si se calcina una piedra de cal que contenga arcilla ó una mezcla íntima de creta y $\frac{1}{5}$ de arcilla, se obtiene una cal viva que no se calienta sino muy débilmente durante la hidratacion; no aumenta de volúmen. Esta cal llamada *magra* forma con el agua y arena un mortero cuya solidificacion es casi tan rápida como la del yeso y adquiere debajo del agua una gran dureza; esta última propiedad le ha valido el nombre de *cal hidráulica* (cemento); es utilísima para las construcciones que deben resistir al agua. La arcilla es silicato de alúmina (258); la cal hidráulica no es, pues, mas que una mezcla íntima de cal y silicato de alúmina, que puede formar con la cal un silicato doble de una gran dureza. La mezcla de arcilla y cal puede hacerse artificialmente con la baldosa quebrantada, cenizas volcánicas (puzolanas), escorias, etc., cuya sílice puede igualmente combinarse con la cal.

La cal es cáustica. Experiencia. Un trozo de lienzo ó de papel en el cual se haya envuelto un pedazo de cal viva po-

drá fácilmente reducirse á polvo al cabo de cierto tiempo; se habrá destruido por la cal que es un cáustico análogo á la potasa y la sosa, aunque menos enérgico. En las fábricas de curtidos se sumergen las pieles en una lechada de cal con objeto de quitarlas el pelo con mas facilidad. En agricultura se mezcla con frecuencia la cal, á la grama y á las yerbas perjudiciales acumuladas en montones, para apresurar su descomposicion; pero es menester evitar emplearla con materias ya en putrefaccion, el *humus*, por ejemplo, porque desprenderia todo el amoniaco que se ha formado ya en estas materias.

La cal como abono. Las cenizas de las plantas contienen siempre cierta cantidad de cal; se ha deducido de aquí que la cal era útil en la vegetacion, y se ha tratado de esplicar de este modo la utilidad del encalado y de las margas. Esto no basta, sin embargo, para comprender en ambas cosas los efectos del abono; porque el rendimiento de ciertos terrenos en que la cal estuviese en cantidad suficiente para numerosas recolecciones, se aumenta sensiblemente por el encalado y las margas. El empleo de la cal es muy ventajoso en los terrenos turbosos, en donde sus efectos son muy notables.

Experiencia. Vertiendo agua de cal en una disolucion de jabon produce en ella un precipitado blanco, esponjoso, que se deposita rápidamente; esta materia blanca cogida entre los dedos es pegajosa como la resina: se nota esto lavándose las manos con jabon en el agua de cal; esto es lo que hace que las aguas calizas y duras sean impropias para el jabonado: el precipitado que forma en ellas el jabon, es debido á otro jabon de cal insoluble en el agua.

La cal es una combinacion del oxígeno con un metal amarillo claro, muy oxidable, el calcio, Ca; el nombre químico de la cal, es óxido de calcio: constituye una de las bases mas enérgicas despues de los álcalis.

241. SULFATO DE CAL, YESO. $CaO,SO^3 + 2HO$. *Experiencia.* Si se calienta suavemente en un puchero pequeño hasta que

ya no se desprenda vapor acuoso, el sulfato de cal obtenido en las experiencias anteriores (164, 176) pierde próximamente $\frac{1}{6}$ de su peso y queda yeso cocido. La pérdida de peso es debida á los dos equivalentes de agua de cristalizacion que siempre contiene el yeso: esta agua empieza á desprenderse á la temperatura de 120°.

Experiencia. Se rodea una moneda ligeramente engrasada de una tira de papel impregnado de aceite cuyas dos extremidades se reunen fijándolas con cera de España, de modo que se forme un reborde alrededor de la moneda (figura 126). En un pequeño barreño se amasan dos volúmenes de yeso cocido en polvo con un volúmen de agua, y se vierte esta pasta clara en el cilindro formado por el papel que rodea la moneda. Al cabo de un instante el yeso está endurecido, y se puede entonces separar el papel y la moneda, cuyo dibujo se reproduce en el yeso con la mayor limpieza posible. Este molde de yeso, impregnado de una solucion de jabon adicionada de algunas gotas de aceite, podrá, por el mismo método, servir para reproducir el relieve de la moneda, cuyo dibujo se ha sacado en hueco. El endurecimiento del yeso es producido por la fijacion en la sal de dos equivalentes de agua que la calcinacion le habia hecho perder. Cuando el yeso se ha calentado á 160° pierde la propiedad de volver á adquirir su agua de cristalizacion. El yeso es muy empleado en la ornamentacion de las construcciones: sirve para la preparacion de los estucos y la reproduccion de las obras de arte. La agricultura hace uso de él muy ventajosamente para la produccion de las leguminosas sobre todo el trebol y la alfalfa.

El yeso es muy frecuente en ciertas formaciones geológicas, en donde constituye colinas enteras, por ejemplo, en los alrededores de Paris. Se halla con frecuencia en hermosos cristales trasparentes que tienen la forma de una lanza, y pueden separarse en láminas muy delgadas; otras veces es blanco, de textura sacaróidea, y entonces constituye el *alabastro*. El sulfato de cal se encuentra en muchos manantiales: es mas per-

judicial que el carbonato en los usos domésticos é industriales; hace al agua impropia para el jabonado y la coccion de legumbres; produce en las calderas incrustaciones que podrian ocasionar explosiones, pero que se evitan introduciendo carbonatos alcalinos, tierra arcillosa ú otras sustancias destinadas ya á destruir el sulfato de cal, ya á impedir la adherencia de sus cristales con el fondo y las paredes de la caldera.

El yeso es sensiblemente soluble en agua, que adquiere $\frac{1}{500}$ de su peso á la temperatura ordinaria.

Para reconocer la presencia del yeso en una agua se añade á esta:

1.° Cloruro de bario (247), que forma con el ácido sulfúrico un precipitado blanco.

2.° Oxalato amónico, que precipita la cal (197).

Todos los agricultores saben que el yeso favorece mucho la vegetacion del trebol, alfalfa y leguminosas en general. Numerosas teorías se han dado con el objeto de explicar esta accion fertilizante, atribuyéndola ya á la cal, ya al ácido sulfúrico, ya á la fijacion en el suelo del amoniaco del aire, ya, por último, á la introduccion en el terreno del azufre que existe siempre en abundancia en las semillas de la mayor parte de las leguminosas: esta última teoría parece la mas probable.

El sulfato de cal calcinado con carbon en vasos cerrados se trasforma en sulfuro de calcio, que desprende el ácido sulfhídrico cuando se le descompone por un ácido. El sulfuro de calcio se encuentra en la cal que procede de las fábricas de gas, y con mucha frecuencia tambien en las cenizas de la turba. Expuesto al aire húmedo absorbe su oxígeno y le trasforma en sulfato.

242. FOSFATO DE CAL BÁSICO. (*Fosfato de los huesos*) $3CaO, PhO^5$. Esta sal, ya lo hemos visto, forma una de las partes mas importantes de los huesos (176); se le encuentra hoy casi en todas partes en el reino mineral, en mayor ó menor cantidad; asociado al fluoruro de calcio ha recibido el nombre de *apatito*. Los *coprólitos* son excrementos y huesos petrificados que

proceden de animales de las primeras edades del globo; se han descubierto terrenos considerables y bastante ricos en fosfato de cal, para poderlos esplotar como abonos. Las semillas de las plantas contienen siempre una gran proporcion de fosfato de cal, que se encuentra en las cenizas; tambien esta sal es indispensable para los vegetales.

243. NITRATO DE CAL. $CaONO^5$. El nitrato de cal se forma siempre que las materias orgánicas nitrógenadas esparcidas en cierta cantidad de tierra se hallan en contacto del aire en presencia de la cal (207). Esta nitrificacion se observa frecuentemente en las paredes antiguas impregnadas de materias animales, tales como las de cuadras y establos, que cuando el tiempo está muy seco se recubren de eflorescencias de nitrato de cal.

244. CLORURO DE CAL, MEZCLA DE CLORURO DE CALCIO Y DE HIPOCLORITO DE CAL. $CaO,ClO + CaCl$. *Experiencia.* Se hace pasar á traves de una lechada de cal compuesta de 250 centímetros cúbicos de agua, en la que se hayan diluido 20 gramos de cal apagada, una corriente de cloro que se desprenda en un matracito con 80 gramos de ácido clorhídrico y 20 gramos de bióxido de manganeso; cuando el desprendimiento de cloro ha cesado y el líquido se ha puesto claro, se decanta la solucion de cloruro de cal, que es necesario tener cuidado de mantener en la oscuridad y al abrigo del aire. Este nombre de cloruro de cal podria hacer suponer que se ha obtenido tambien una combinacion directa del cloro con la cal; no hay, sin embargo, nada de esto; la cal abandona su oxígeno para formar cloruro de calcio con una parte del cloro, y otra parte de este, uniéndose al oxígeno puesto en libertad, forma el ácido hipocloroso ClO, neutralizado por la cal en exceso. Fórmase, pues, al mismo tiempo una sal haloidea, el cloruro de calcio, y una oxisal, el hipoclorito de cal; este último obra solo en el blanqueo; pero la presencia del cloruro de calcio es indispensable para mantener la estabilidad del hipoclorito, el cual, luego que está en exceso, se descompone en cloruro de calcio y clorato de cal.

El hipoclorito de cal se emplea para el blanqueo de los tejidos y pastas de papel; es un desinfectante enérgico; tambien se fabrica en gran escala para las necesidades de las artes. La preparacion se hace de una manera análoga á como se ha descrito, solo que la cal apagada, en lugar de estar en suspension en el agua, se expone en grandes cámaras á las que se hace llegar cloro. El cloruro de cal del comercio tiene siempre una reaccion alcalina debida á un exceso de base; en el agua forma la solucion que se ha preparado antes.

Experiencias con el hipoclorito de cal. Experiencia a. Un pedazo de tela teñida con colores vegetales blanquea lentamente en una disolucion de hipoclorito de cal.

Experiencia b. Si se repite la misma experiencia añadiendo á la solucion algunas gotas de ácido clorhídrico ó ácido sulfúrico diluido, el blanqueo es casi instantáneo y se desprende al mismo tiempo un fuerte olor á cloro. El ácido añadido pone desde luego en libertad el ácido hipocloroso, que reacciona sobre el cloruro de calcio, le cede su oxígeno y le trasforma en cal, mientras que se desprenden dos equivalentes de cloro.

$$\underbrace{CaCl}_{\text{Cloruro de calcio.}} \times \underbrace{ClO}_{\text{Ácido hipocloroso.}} = \underbrace{CaO}_{\text{Cal.}} \times \underbrace{2Cl}_{\text{Cloro.}}$$

Los tejidos sumergidos mucho tiempo en el hipoclorito se alteran y pierden su solidez.

Experiencia c. Si se vierte gota á gota en una solucion diluida de hipoclorito de cal una disolucion de índigo en el ácido sulfúrico, esta se decolora mientras subsista ácido hipocloroso en el líquido. Esta propiedad se ha aprovechado para determinar el valor del cloruro de cal, que destruye tanto mas índigo cuanto mas ácido hipocloroso contiene.

Experiencia d. El hipoclorito de cal es descompuesto aun por el ácido carbónico; dicha sal desprende constantemente cloro cuando está expuesta al aire. Esta propiedad ha hecho sustituirla con ventaja al cloro como desinfectante. Se emplea con frecuencia para blanquear las paredes de las cuevas hú-

medas ó establos en que han reinado epizootías. El cloro se combina siempre con el hidrógeno de las sustancias coloreadas ú olorosas que descompone.

El cloro obra sobre la potasa y la sosa del mismo modo que sobre la cal; con la primera produce el *agua de Javelle* (hipoclorito de potasa); con la segunda el *agua de Labarraque* (hipoclorito de sosa).

245. CLORURO DE CALCIO. CaCl. Se coloca creta en el ácido clorhídrico diluido hasta que no haya efervescencia. La solucion, filtrada y evaporada hasta consistencia de jarabe, deja depositar en un sitio frio cristales de cloruro de calcio, que pueden desecarse oprimiéndoles ligeramente entre papel de filtros; para conservarlos hay que introducirlos en frascos bien tapados; sin esta precaucion se delicuescen. Se puede con estos cristales descender la temperatura hasta la congelacion del mercurio: se les expone al aire en un mortero durante una noche de invierno muy fria, y al dia siguiente se les pulveriza con rapidez, mezclándoles con nieve. Si se sumerge en esta mezcla un tubito de vidrio delgado que contenga mercurio, el metal adquiere el estado sólido: un termómetro de alcohol desciende en él á 40.° La nieve y el cloruro de calcio sólidos absorben el calor pasando al estado líquido.

Los cristales de cloruro de calcio contienen una gran proporcion de agua de cristalizacion, en la que se disuelven cuando se les calienta; despues se desecan y dejan una masa esponjosa de cloruro cálcico seco, que no tarda en entrar en fusion ígnea si se continúa calentando. Seco ó fundido el cloruro cálcico, atrae la humedad del aire y se delicuesce. La gran afinidad de esta sal para el agua se ha utilizado para desecar los gases, que se hacen pasar con este objeto á traves de tubos anchos que contengan fragmentos de cloruro cálcico desecado; estos tubos están cerrados por sus dos extremidades con corchos atravesados por tubos de pequeño diámetro (fig. 127).

El cloruro de calcio se obtiene como producto accesorio en la preparacion del amoniaco.

246. FLUORURO DE CALCIO. CaFl. El fluoruro de calcio ó espato fluor se encuentra en la naturaleza en hermosos cristales cúbicos; se funde con facilidad al calor, y desprende fluorhídrico cuando se la ataca por el ácido sulfúrico (190). Se emplea esta sal como fundente en la fabricacion del aluminio.

Bario (Ba), y Estroncio (Sr),

Equivalente = 68,5 ú 856,2	Equivalente = 43,75 ó 546,9
Densidad = 1,9	Densidad = 2,5

La barita ha sido descubierta por Scheele en 1774; la estronciana en 1790.

247. BARIO Y ESTRONCIO. Estos dos metales tienen con el calcio las mayores analogías; son amarillos y de una densidad muy pequeña. Sus óxidos, la barita BaO, y la estronciana, SrO; se hidratan y son alcalinos. Los carbonatos de barita y de estronciana son insolubles en agua; se descomponen por el calor siempre con mas dificultad que el carbonato de cal, y pueden servir para la preparacion de las demas sales; pero son raros. Se ha recurrido en este caso á sus sulfatos, que son mas abundantes en la naturaleza: se les calcina con carbon para reducirlos á sulfuros, que se descomponen fácilmente por los ácidos.

Cloruro de bario. El cloruro de bario es la sal de barita mas frecuentemente empleada; sirve de reactivo para investigar y apreciar cuantitativamente el ácido sulfúrico (171). Se le emplea alguna vez en medicina.

Sulfato de barita. $BaOSO.^3$ *Experiencia.* Si en una disolucion de sulfato de sosa se vierte una solucion de cloruro de bario, se forma por doble descomposicion un precipitado blanco de sulfato de barita insoluble en el agua y en los ácidos. Esta sal se encuentra en la naturaleza bajo la forma de cristales, á los que se ha dado el nombre de *espato pesado.* Porfirizado sirve para la preparacion del color blanco ó para falsificar el albayalde.

El nitrato de barita ($BaO,NO.^5$) se obtiene descomponiendo por el ácido nítrico el sulfuro de bario; reemplaza alguna vez al cloruro como reactivo. Por la accion del calor el nitrato de barita se descompone y deja barita pura y anhidra. Entre las sales de estronciana, el nitrato es el que mas se emplea. Se usa para producir los colores rojos en los fuegos de artificio: así se obtiene un fuego rojo inflamando una mezcla de 20 partes de nitrato de estronciana, $6\frac{1}{2}$ de azufre en polvo muy fino, 5 de clorato de potasa y 2 de sulfuro de antimonio, que puede reemplazarse por una parte de carbon. El clorato de potasa se pulveriza aparte despues de haber sido ligeramente humedecido (208). El cloruro de estroncio es soluble en alcohol; comunica á la llama una tinta roja.

Magnesio (Mg).

Equivalente = 12,5 ó 156,25. Densidad =1,75.

Aislado por M. Bussy en 1831.

248. SULFATO DE MAGNESIA. $MgO,SO.^3$ Se reduce á polvo fino, en un mortero de hierro, un fragmento de serpentina, (especie de roca abundante en la naturaleza), y se pesan de este polvo 20 gramos, á los que se añade bastante ácido sulfúrico para formar una papilla clara. Despues de haber dejado esta mezcla durante muchos dias en un sitio caliente, se diluye en agua y se digiere todavía durante algun tiempo; despues se decanta. El líquido obtenido tiene una tinta verdosa debida al sulfato de protóxido de hierro; se le añade gota á gota ácido nítrico para trasformar el sulfato de protóxido en sulfato de sexquióxido de hierro pardo, é impedir de esta manera la cristalizacion. Se puede entonces concentrar el líquido, el cual deja depositar cristales poco coloreados, que por una nueva cristalizacion pierden todo el color. Estos cristales tienen un gusto amargo; están compuestos de ácido sulfúrico y una base, la magnesia, (MgO). En la serpentina esta base está combinada con la sílice, que queda al estado insoluble cuando

ha sido desalojada por el ácido sulfúrico. El silicato de magnesia existe en muchos minerales, entre los cuales se pueden citar la espuma de mar, la esteatita, el talco, el anfíbol, ciertas micas, etc. Al tocar estos minerales, parecen análogos al jabon.

El sulfato de magnesia ó sal amarga es con frecuencia empleada en medicina como purgante; generalmente al estado de pequeñísimos cristales, que se obtienen interrumpiendo la cristalizacion durante el enfriamiento. Casi todas las aguas minerales purgantes contienen sulfato de magnesia en disolucion, como, por ejemplo, el agua de Saïdschutz en Bohemia. (1) Se prepara con frecuencia la sal amarga evaporando estas aguas.

249. CARBONATO DE MAGNESIA, MAGNESIA BLANCA. MgO,CO^2 *Experiencia.* Se disuelven 20 gramos de sulfato de magnesia en 150 centímetros cúbicos de agua; despues se vierten en este líquido, agitando, una solucion de carbonato sódico, hasta que ya no se forme precipitado. La materia blanca que se deposita es carbonato de magnesia; en el agua hay sulfato de sosa en disolucion. El líquido de aspecto lácteo, se hierve en un matraz (fig. 128); el precipitado se recoge sobre un filtro; despues se lava y seca al aire. Se presenta entonces en masa poco compacta muy ligera, que contiene algo de magnesia, porque una parte del ácido carbónico se ha desprendido durante la ebullicion; es la magnesia blanca de los farmacéuticos. El carbonato de magnesia se encuentra en la naturaleza, combinado con el carbonato de cal; esta sal doble, Cao,CO^2MgOCO^2, ha recibido el nombre de *dolomia*.

250. ÓXIDO DE MAGNESIO, MAGNESIA. MgO. El carbonato-

(1) En España tenemos tambien una porcion de manantiales de aguas purgantes que contienen sulfato de magnesia en gran cantidad, siendo uno de los mas notables el que en un pequeño pueblo, próximo á la corte, produce el agua llamada de *Vaciamadrid*.

(N. del T.)

de magnesia, calentado en un crisol, pierde todo su ácido carbónico; queda un polvo blanco, ligero insoluble en agua; la magnesia. Se le da generalmente el nombre de magnesia calcinada, para distinguirla del carbonato, que se suele llamar magnesia blanca.

La magnesia MgO, es el óxido de magnesio, metal que tiene un color de plata que adquiere brillo por el bruñido. Es bastante maleable y puede limarse con facilidad.

251. CLORURO DE MAGNESIO. MgCl. *Experiencia.* Si se vierte ácido clorhídrico sobre la magnesia blanca, esta se disuelve en aquel, perdiendo su ácido carbónico. El líquido contiene cloruro de magnesio, sal muy soluble, delicuescente, que acompaña casi siempre la sal marina en la naturaleza. Su gran solubilidad permite separarla de la sal por cristalizacion; queda en las aguas madres. Al agua de mar le comunica su sabor amargo.

Reactivo de la magnesia. Experiencia. Si en una copa con agua se vierten algunas gotas de la solucion anterior, despues amoniaco y fosfato de sosa, el líquido se enturbia y deja al momento depositar un residuo cristalino de fosfato amóniaco-magnesiano. Este medio es de los mas seguros para reconocer la magnesia; en los líquidos neutros y exentos de sales amoniacales, el amoniaco precipita directamente la mitad de la magnesia.

RESÚMEN.

1.° Los metales alcalino-térreos tienen, como los metales alcalinos una gran afinidad para el oxígeno.

2.° Sus óxidos han recibido el nombre de *tierras alcalinas*, *tierras*, porque son casi insolubles en agua; *alcalinas*, porque colorean de azul el papel de tornasol enrojecido.

3.° Las tierras alcalinas son, despues de los álcalis, las bases mas enérgicas.

4.° Las tierras alcalinas son cáusticas, menos sin embar-

go que los álcalis mismos; de aquí los nombres de cal cáustica y barita cáustica.

5.° Atraen rápidamente el ácido carbónico del aire.

6.° Los carbonatos alcalino-térreos son insolubles en agua.

7.° Los carbonatos alcalino-térreos pierden su ácido carbónico por el calor.

8.° Los óxidos alcalino-térreos forman con las grasas *jabones insolubles*.

TERCER GRUPO.—METALES TÉRREOS.

Aluminio (Al).

Equivalente = 13,75 ó 161,9 Densidad = 2,56

Aislado por M. Wohler en 1827.

252. ARCILLA. *Plasticidad de la arcilla.* La arcilla humedecida con agua forma una pasta glutinosa que se presta á las formas mas diversas. La cal y la arena, tratadas de la misma manera, no tienen cohesion alguna; tambien la presencia de estas dos sustancias en la arcilla disminuye sus propiedades plásticas.

Experiencia. La arcilla convenientemente humedecida se hace impermeable al agua: así, en un vaso formado con arcilla húmeda puede conservarse este líquido sin que se filtre á traves de las paredes, como sucederia con la arena ó con la cal. Esta impermeabilidad, preciosa en muchas ocasiones, es, por el contrario, perjudicial alguna vez en los campos, por ejemplo, en que una capa subterránea arcillosa, desigualmente repartida, presenta escavaciones, donde las aguas de infiltracion se amasan y mantienen una humedad constante. Puede remediarse este inconveniente perforando la capa impermeable cuando no es muy espesa, para llegar á las capas inferio-

res permeables que permiten la salida de las aguas (fig. 129).

En muchas comarcas el suelo está formado hasta grandes profundidades de capas alternativas de guijo ó arena M, y de arcilla AB, superpuestas (fig. 130). Cuando estas capas se relevan por alturas, solamente la arena y el guijo dejan penetrar las aguas de lluvia, y las contienen como en un estuche entre dos capas de arcilla. Si se practica un orificio en un punto en que el nivel del suelo sea menos elevado que la superficie de la capa permeable, el agua sale en forma de surtidor desde el momento en que se ha perforado la capa superior de arcilla (fig. 130). Se ha dado á estas fuentes artificiales el nombre de *pozos artesianos*, porque es en la provincia de Artois donde primero se han establecido.

La arcilla retiene el agua con fuerza. Experiencia. Se colocan en un filtro 20 gramos de arcilla en pequeños fragmentos; en otro filtro del mismo tamaño 20 gramos de arena fina, y se sumergen los dos cuerpos en agua.

Despues de haber dejado escurrir los filtros, se puede notar, pesándolos, que la arcilla ha retenido $\frac{3}{4}$ de su peso de agua, mientras que la arena no ha retenido sino $\frac{1}{4}$; esta última cantidad será aún todavía menor si los granos de arena son de pequeñas dimensiones. La arcilla es insoluble, pero puede absorber mucha agua en razon de su porosidad, lo que hace tambien que se deseque con mucha mas lentitud que la arena; podemos convencernos de esto exponiendo los dos filtros en un sitio caliente. Existe tambien otra diferencia entre estos dos cuerpos: la arcilla, al secarse, forma terrones duros y compactos, mientras que la arena se pulveriza.

253. LA ARCILLA ABSORBE LOS COLORES. Si se deslie arcilla en una infusion de leño de campeche (174), esta arcilla adquiere una tinta azul, y la solucion queda mas clara, porque la arcilla ha absorbido una parte del color. Obra de una manera análoga sobre los cuerpos grasos; tambien se la emplea con frecuencia para hacer desaparecer las manchas de grasa sobre la madera, papel, etc.; por esto basta reducir la arcilla á pasta clara con agua y extenderla sobre estos objetos, con

los que se deja en contacto durante un dia, despues que se ha secado. La greda es una arcilla muy fina que se emplea en la fabricacion de las telas para desengrasar los tejidos.

254. LA ARCILLA ABSORBE LOS GASES. Cuando se expone al aire arcilla desecada aumenta de peso. Este aumento no puede ser producido mas que por las sustancias gaseosas sustraidas al aire, el vapor de agua, por ejemplo, el ácido carbónico y el amoniaco. Puede hacerse patente con facilidad la presencia del amoniaco en la arcilla por el olor, sobre todo la que procede de paredes antiguas situadas cerca de establos: basta mezclar esta arcilla con cal apagada y humedecerla. La arcilla recien extraida desprende un olor muy débil, por el cual se reconoce, así como por la propiedad de pegarse á los labios. El agua, el ácido carbónico y el amoniaco, forman los tres principales alimentos de que se nutren las plantas; de esa manera puede explicarse hasta cierto punto la mayor fertilidad de las tierras que contienen arcillas, porque no solo retienen estas tres sustancias, sino que aun pueden ademas sustraérselas al aire. La arcilla expuesta al aire durante muchos años, sobre todo en las habitaciones, adquiere propiedades fertilizantes muy apreciables; contiene en este caso sales alcalinas, y con mucha frecuencia una gran proporcion de nitratos. Los agricultores aprecian en general como un buen abono los escombros de derribos de las paredes de argamasa. Una ligera calcinacion da entonces propiedades fertilizantes á la arcilla (258).

Constitucion del terreno laborable.

255. LA ARCILLA Y LA ARENA CONSTITUYEN LA BASE DE LA TIERRA LABORABLE. El estudio de la constitucion del terreno es indispensable al agricultor, que tiene que saber la influencia de la humedad y el calor sobre el suelo. La arcilla ó la arena solas son impropias para el cultivo; por el contrario, la

mezcla de estos dos cuerpos forma los terrenos mas fértiles. La arcilla plástica es muy compacta para permitir el acceso del aire y el desarrollo de las raices; una lluvia de poca duracion forma en su superficie una capa impermeable á traves de la cual el agua no penetra sino con mucha dificultad; un exceso de agua la diluye, se seca con mucha lentitud y el terreno queda húmedo y frio. La arena presenta los defectos opuestos: su poca consistencia no ofrece á las raices un apoyo sólido; deja infiltrar y evaporar el agua con mucha rapidez; ya seca es frecuentemente arrastrada por los vientos. Estas propiedades forman parte de las que se llaman *propiedades físicas del suelo*. Es inútil añadir que una arcilla muy compacta puede ablandarse por medio de la arena, del mismo modo que una arena movediza puede fijarse por medio de la arcilla.

256. ANÁLISIS FÍSICO DE LA TIERRA DE LABOR. Para investigar las cantidades de arena y arcilla contenidas en una tierra, se toman 10 gramos de esta, que se hierven con un poco de agua en una cápsula de porcelana, triturando la mezcla en un morterito hasta que forme una pasta bien homogénea. Si un papel azul de tornasol sumergido en esta papilla adquiere una tinta roja, es señal que el suelo es ácido y exige cierta cantidad de cal ó marga. Se añade en seguida agua á la tierra diluida en la cápsula, y se vierte el todo en un vaso grande de vidrio, profundo y de forma cónica (fig. 131), teniendo cuidado de quitar, con el auxilio de algunas lociones sucesivas, toda la tierra que adhiere á las paredes de la cápsula. La tierra en suspension en el líquido deja depositar, segun su diferente densidad, los diversos cuerpos que contiene; primero la arena gruesa, despues la fina, por último la arcilla mas tenue. La altura de las diferentes capas permite calcular la proporcion general de estas sustancias.

Se llega á un resultado mas exacto por la levigacion. Para esto se agita de nuevo la tierra; cuando la arena se ha depositado y la mayor parte de la arcilla se encuentra en suspension, se decanta el líquido con cuidado á fin de no arrastrar

la arena. Se llena de nuevo la copa con agua y se continúa esta operacion hasta que salga perfectamente limpia el agua; se recoge entonces la arena, se seca y se pesa. Para evitar que el líquido caiga por la superficie exterior de la copa, al tiempo de la decantacion, se impregna el borde ligeramente con sebo y se la aplica una varilla de vidrio (fig. 132), por la cual el agua desciende.

Esta locion mecánica constituye un verdadero análisis físico de la tierra de labor. Se emplea con frecuencia este método de separacion en el tratamiento de los minerales mezclados con tierra ó arena ligera.

Se ha construido un aparato con cuyo auxilio puede hacerse con gran precision el análisis físico de la tierra de labor; es el representado en la figura 133. La tierra, bien dividida y diluida en agua se introduce en una copa cónica provista en su parte superior de un pequeño tubo de salida. Un tubo que lleva un embudo se sumerge hasta el fondo de la copa y sirve para hacer llegar debajo de la tierra el agua contenida en un depósito. La corriente de agua, atravesando la tierra, arrastra con ella las partes ligeras y tenues, mientras que las materias pesadas quedan en el fondo del vaso. Acelerando ó retardando la corriente de agua, se llega á dividir con mucha regularidad una tierra en porciones mas ó menos finas: así una corriente muy pequeña arrastra las partes arcillosas mas tenues; un poco mas fuerte arrastra el resto de la arcilla; mas fuerte todavía arrastra la arena; cada una de estas sustancias puede recogerse aparte, si se cambia de vaso donde se recogen en el momento en que se modifica la fuerza de la corriente.

La tierra contiene generalmente una tercera sustancia, la cal (239), cuya cantidad se determina de la manera siguiente.

Experiencia. Se deslien en un matraz 10 gramos de tierra en 60 centímetros cúbicos de agua; se añaden poco á poco 5 gramos próximamente de ácido clorhídrico y se deja en digestion durante algunas horas en un sitio caliente: si la tierra es rica en carbonato de cal, hace efervescencia con el ácido. Cuando se ha verificado la disolucion del carbonato de cal,

se vierte el líquido sobre un filtro para separar la materia insoluble, y se lava con un poco de agua caliente. El líquido filtrado, amarillento y trasparente, forma con el amoniaco cáustico un precipitado pardo de sexquióxido de hierro que se separa por una nueva filtracion. Despues de este tratamiento el líquido pasa incoloro; un carbonato alcalino determina en él un precipitado blanco de carbonato de cal que puede recogerse sobre un filtro, lavar, secar y pesar. Para experiencias de este género, en que basta solamente una aproximacion, puede alguna vez medirse el volúmen del precipitado en un vaso cilíndrico graduado con este objeto. Puede hacerse esta graduacion precipitando en el vaso las disoluciones preparadas con cantidades progresivas y cónocidas de mármol blanco, y marcando sobre las paredes de aquel la altura ocupada por el precipitado despues de un tiempo determinado. Alguna vez el peso de la tierra seca, antes y despues del tratamiento por el ácido, puede bastar para calcular el carbonato de cal; siempre con uno y otro de estos procedimientos, es preciso agregar á los errores de la operacion la inexactitud del cálculo debida á la solubidad de las sales de magnesia ó de otras sales que existan en el terreno.

Estas dos operaciones tan sencillas, la levigacion y la investigacion de la cal, deberian hacerse con mas frecuencia por los agricultores; podrian, por medio de aparatos muy poco costosos, saber con alguna exactitud la composicion de sus tierras.

257. ARCILLAS COCIDAS. Las propiedades plásticas de la arcilla y la no menos preciosa de endurecerse al fuego, han hecho que se emplee en todas épocas para la fabricacion de vasijas. Se purifica la arcilla por levigacion; cuando ha adquirido una consistencia conveniente, se la modela con la mano ó por medios mecánicos. La vasija modelada se seca al aire y se la hace despues experimentar la accion del fuego en un horno hasta que ha adquirido la dureza de la piedra. Durante la desecacion, y sobre todo durante la coccion, la arcilla experimenta una contraccion (pirómetro de Wedgwood); así es

que despues de la coccion presenta la vasija menores dimensiones que antes de ella.

La arcilla cocida, á pesar de su dureza, queda porosa y permite salir el agua á traves de sus paredes; para evitar este inconveniente, se la recubre de un barniz cuya composicion tiene analogía con la del vidrio (226). Las principales especies de objetos de arcilla son las siguientes:

a.) Las tejas y baldosas, hechas de arcilla ordinaria poco purificada; deben su color rojo al sexquióxido de hierro; rara vez se las cubre de un barniz.

b.) El vidriado comun, hecho con arcilla ordinaria; está recubierto de un barniz á base de plomo.

c.) La loza comun, hecha con arcilla algo coloreada: se la recubre de un esmalte blanco, opaco, á base de plomo.

d.) La loza fina, hecha con arcilla blanca y recubierta de un barniz trasparente en que entra el plomo.

e.) La porcelana, compuesta de feldspato y una arcilla muy pura llamada *kaolin*, se calienta casi hasta la fusion y se la recubre de un esmalte á base de potasa, poco fusible y exento de plomo.

f.) El gres, hecho con arcilla gris á medio fundir; se la barniza con sal marina que se proyecta en el horno, y que se trasforma, en la superficie del gres, en un silicato de sosa exento de plomo.

Para colorear el barniz, la cubierta ó esmalte de la loza, se usan los óxidos metálicos, como para el vidrio.

258. COMPOSICION DE LA ARCILLA. *Experiencia.* Se calienta durante muchas horas en un crisol ó sobre una placa de hierro, á una temperatura inferior al rojo sombra, arcilla blanca bien desecada; se reduce despues á polvo fino, y se ponen en digestion 80 gramos, durante muchas semanas, en 40 gramos de ácido sulfúrico diluidos en 40 gramos de agua. Esta mezcla, que se agita de tiempo en tiempo con una varilla de vidrio, se diluye en 250 centímetros cúbicos de agua hirviendo, y despues se filtra sobre un lienzo. El residuo insoluble está principalmente compuesto de sílice; el líquido contiene una

base, la alúmina, Al^2O^3, unida al ácido sulfúrico. La arcilla no es, pues, otra cosa que silicato de alúmina; su fórmula es $Al^2O,^3SiO^3$. La arcilla no presta su alúmina al ácido sulfúrico sino cuando ha sido antes ligeramente calcinada. Las arcillas rara vez son puras; contienen casi siempre silicatos de potasa, sosa, cal, etc., que se hacen solubles por una calcinacion moderada. Probablemente á la solubilidad de estas sustancias despues de la calcinacion es á lo que hay que atribuir la trasformacion de una arcilla est ril en tierra fertil por una débil accion del calor, y la accion fertilizante de las tejas mal cocidas.

259. SULFATO DE ALÚMINA. $Al^2O,3SO^3$. *Experiencia.* Se evapora el líquido claro obtenido en la experiencia anterior hasta que no pese mas que 60 á 80 gramos; despues se le expone en un sitio frio, y se depositan cristales sedosos, muy delicuescentes al aire, de sulfato de alúmina. Se decantan las aguas madres, que contienen siempre el ácido libre, y se redisuelven los cristales en una pequeña cantidad de agua. En las artes se evapora la solucion de sulfato de alúmina hasta que se trasforma por el enfriamiento en una masa parecida al sebo; esta sal se emplea en la fabricacion del papel para precipitar la cola, y en el estampado de los tejidos para fijar los colores.

260. ÓXIDO DE ALUMINIO, ALÚMINA. Al^2O^3. *Experiencia.* Se añade á una parte de la solucion de sulfato de alúmina, preparada antes, carbonato amónico hasta que el líquido tenga una reaccion alcalina. Se produce una viva efervescencia, y al mismo tiempo se forma un precipitado gelatinoso. Este precipitado, perfectamente lavado sobre un filtro y despues seco, experimenta una contraccion sonsiderable y queda bajo la forma de pequeños fragmentos de aspecto opalino y córneo: es la alúmina, Al^2O^3. Este óxido es insoluble en el agua y no puede combinarse con el ácido carbónico, que se desprende al estado gaseoso. La alúmina no es plástica como la arcilla; se distingue de las tierras alcalinas en que no posee reaccion alguna alcalina.

La alúmina está compuesta de oxígeno y aluminio; es el único compuesto oxigenado que se conoce de este metal: el aluminio no forma protóxido como los metales anteriores, sino una combinacion de dos equivalentes de aluminio con tres de oxígeno; un verdadero sexquióxido.

El aluminio es un metal blanco gris cuando está pulimentado; inalterable al aire; su punto de fusion es 700° próximamente. No es atacado por el ácido nítrico en frio, pero se disuelve con rapidez en el ácido clorhídrico y produce un desprendimiento de hidrógeno. Es atacado por los álcalis, aun por el amoniaco. Se prepara el aluminio en grande descomponiendo su cloruro por el sodio.

La alúmina es un óxido indiferente. Experiencia. Si se calienta la alúmina con una lejía de potasa, este óxido entra en disolucion y forma con el álcali una verdadera combinacion en la que hace el papel de ácido. La alúmina puede colocarse, por consiguiente, entre los óxidos indiferentes que hacen el papel de base con los ácidos enérgicos, y el de ácido con las bases fuertes.

La alúmina es entre los cuerpos conocidos uno de los mas refractarios; no ha podido todavía fundirse mas que al soplete de gas detonante, y presenta entonces una dureza á la cual no supera mas que el diamante y el boro. El rubí y el záfiro son alúmina fundida y cristalizada; el primero coloreado de rojo, y el segundo de azul. El esmeril, que se emplea para pulimentar los metales, tallar los vasos y cristales, es alúmina fundida reducida á polvo muy fino.

261. ALUMBRE, SULFATO DE ALÚMINA Y POTASA. $KO,SO^3Al^2O^3,3SO^3+24HO$. *Experiencia.* Se saturan de sulfato potásico próximameute 8 gramos de agua; se reune la solucion con el sulfato de alúmina disuelto y preparado segun hemos dicho antes. Se agita la mezcla, que deja depositar un polvo blanco, cristalino; el *alumbre.* Este polvo, disuelto en una corta cantidad de agua caliente, se deposita en hermosos cristales octaédricos (fig. 134) durante el enfriamiento graduado de la solucion.

El alumbre resulta de la combinacion de dos sales; es una sal doble; la combinacion es real, porque resulta de ella un cuerpo que goza de propiedades nuevas, y las dos sales se combinan en proporciones determinadas é invariables: 1 equivalente de sulfato de potasa, KO,SO^3, se combina con 1 equivalente de sulfato de alúmina $Al^2O^3,3SO^3$. El alumbre poco soluble en frio, es muy soluble en el agua hirviendo; su reaccion es ácida; es astringente como todas las sales á base de alúmina.

262. EXPERIENCIAS CON EL ALUMBRE. *Experiencia a.* Un cristal de alumbre calentado ligeramente al soplete, se hincha y produce una efervescencia debida al desprendimiento del agua de cristalizacion que entra casi por mitad en la sal; queda una masa blanca y esponjosa de *alumbre calcinado*. En este estado se emplea con frecuencia en medicina como cáustico.

Experiencia b. Una disolucion de alumbre es descompuesta por los álcalis; se precipita la alúmina como con el sulfato.

Experiencia c. Se hierven 20 gramos de leño del brasil durante un cuarto de hora en 250 centímetros cúbicos de agua, y en la infusion se disuelven 20 gramos de alumbre, que harán la coloracion mucho mas viva. Si á esta disolucion se añade carbonato de sosa ó de potasa, hasta que la reaccion sea alcalina, la alúmina se precipita, no ya en blanco sino en rojo, porque arrastra consigo la materia colorante. Se preparan por este procedimiento los colores vegetales conocidos bajo el nombre de *lacas*, porque la alúmina goza de la propiedad de precipitar juntamente con ella casi todos los colores orgánicos solubles en agua. Esta propiedad esplica el empleo frecuente del alumbre y otras sales de alúmina en el teñido y estampado de los tejidos, en donde sirven de *mordientes*. Se reemplaza con frecuencia en la tintorería el alumbre por el acetato de alúmina. Esta sal se obtiene con facilidad por doble descomposicion ó por medio del acetato de plomo y el sulfato de alúmina.

Experiencia d. Si se humedece un fragmento de alumbre,

con una solucion de nitrato de cobalto, y se calienta al soplete, el ácido nítrico es eliminado y el óxido de cobalto comunica al alumbre una hermosa coloracion azul. De esta manera es como se prepara un buen color azul muy sólido que ha recibido el nombre de *ultramar de cobalto*.

Se extraia en otro tiempo de un mineral, la *azurita*, un color azúl, el *ultramar*, que tenia un precio muy elevado; hoy se prepara artificialmente este color en grande, calcinando la arcilla con sulfuro de sodio y una corta cantidad de hierro. Es preciso evitar, empleando el ultramar, ponerle en contacto con los ácidos que le descomponen.

263. FABRICACION DEL ALUMBRE La preparacion en grande del alumbre, se hace por medio de un mineral llamado *alunita*, que se descompone, ó bien tratando directamente ciertas arcillas por el ácido sulfúrico, ó por medio de los esquistos aluminosos ricos en sulfuro de hierro. Por la exposicion al aire ó por una tostacion; estos esquistos absorben el oxígeno y se trasforman en sulfato de alúmina y sulfato de sexquióxido de hierro fácil de separar de aquel.

264. ISOMORFISMO DEL ALUMBRE. El alumbre presenta un escelente ejemplo de *isomorfismo*. Pueden sustituirse: á la potasa otra base tal como la sosa ó el amoniaco; á la alúmina el sexquióxido de hierro ó de cromo, sin alterar la forma octaédrica de los cristales. Se obtienen de esta manera los alumbres siguientes:

Alumbre de potasa, formado de sulfato de alúmina × sulfato de potasa.

Alumbre de sosa..... × de sosa.

Alumbre amoniacal ..... × de amoniaco.

Alumbre de cromo..... de sexquióxido de cromo × ... de potasa, (sosa ó amoniaco.)

Alumbre de hierro..... de sexquióxido de hierro × ... de potasa, (sosa ó amoniaco.)

Los tres primeros alumbres son blancos; el alumbre de cromo es de un rojo subido, y el alumbre de hierro violado pálido. Estos dos últimos han recibido el nombre de alumbres

aun cuando no entra en su composicion la alúmina; se les prepara del mismo modo que el alumbre, reemplazando en ellos el sulfato de alúmina por el de hierro ó de cromo. Estas combinaciones se llaman isomorfas (la misma forma), porque afectan la misma forma cristalina, el octaedro; su composicion ofrece ademas las mayores analogías.

265. DIFUSION DE LA ALÚMINA EN LA NATURALEZA. La alúmina es, despues de la sílice, uno de los cuerpos mas esparcidos en la superficie del globo. No se encuentra solamente en la arcilla, sino tambien en casi todas las rocas, como la pizarra, el pórfido, etc. La roca aluminosa mas importante es, sin duda alguna, el feldspato, que entra en proporcion variable en el granito, gneiss, esquisto micáceo, y en la mayor parte de las rocas. La composicion del feldspato es la del alumbre de potasa, en el cual estaria el ácido sulfúrico reemplazado por la sílice, así:

Alumbre de potasa (anhidro) ..... $KOSO^3+Al^2O^3,3SO^3$
Feldspato ..... $KO,SiO^3+Al^2O^3,3SiO^3$

Bajo la influencia de los agentes atmosféricos el ácido carbónico, el agua, el calor, el frio, se descompone el feldspato en silicato de potasa, que se disuelve en el agua, sílice y silicato de alúmina, $Al^2O^3,3SiO^3$, que puro constituye el kaolin, y mezclado con arena, hierro ó carbonato de cal, constituye las arcillas ó las margas. Esta descomposicion lenta se opera en los campos que contienen arena feldspática; resultan de aquí álcalis y sílice soluble propia para ser absorbida por las plantas. La acumulacion de estas sustancias en un terreno que no se cultiva un año, contribuye sin duda alguna á la fertilidad del suelo para el año siguiente.

266. El *glucinio*, *itrio*, *zirconio*, *thorio*, *erbio*, *terbio*. Son metales muy raros; sus óxidos, la glucina, itria, zircona, thorina, erbina y terbina, son tierras análogas á la alúmina.

RESÚMEN.

1.° Las tierras son combinaciones de los metales con el oxígeno.

2.° Son insolubles en agua.

3.° No se combinan con el ácido carbónico.

4.° La mas importante de las tierras es la alúmina; entra en la constitucion de las tierras (arcillas) y rocas, cuando está combinada con la sílice.

5.° La alúmina es una base débil comparada con los álcalis y las tierras alcalinas.

6.° Las bases débiles pueden combinarse con las bases enérgicas como lo haria un ácido.

7.° Ciertas sustancias pueden sustituirse una á otra en las combinaciones sin que altere su forma cristalina (combinanaciones isomorfas).

8.° Las *sales neutras* son aquellas en las que un equivalente de óxigeno en la base corresponde á un equivalente de ácido.

9.° Muchas sales neutras pueden combinarse con uno ó muchos equivalentes de ácido y pasar al estado de sales ácidas.

10. Existen tambien sales que pueden combinarse con un nuevo equivalente de base y quedar sales básicas.

11. Cuando dos sales se combinan entre sí forman *sales dobles*.

RESÚMEN DE LOS METALES LIGEROS.

1.° Los metales alcalinos, alcalino-térreos y térreos, se llaman frecuentemente metales ligeros, porque su densidad es mucho menor que la de los demas metales.

2.° En la naturaleza estos metales no se encuentran al estado libre; sus óxidos forman con la sílice la mayor porcion de la parte sólida del globo.

3.° De todos los cuerpos es el oxígeno para el que tienen

mayor afinidad, y forman con él bases que, á excepcion de las tierras, son todas mas ó menos solubles en agua.

4.° Los óxidos alcalinos y alcalino-térreos son las bases mas enérgicas.

5.° La produccion de estos metales ofrece mucha dificultad en razon de la gran afinidad que tienen para el oxígeno, que no se puede destruir por el carbon mas que á una temperatura muy elevada para los metales alcalinos. De todos los metales ligeros, los mas conocidos son: el potasio, sodio y aluminio.

6.° Hasta 1807, los óxidos de estos metales han sido considerados como cuerpos simples. En esta época es cuando Davy, químico ingles, consiguió descomponerlos por la pila en metales y oxígeno.

7.° La mayor parte de los metales ligeros descomponen el agua á la temperatura ordinaria, y se apoderan de su oxígeno sin el auxilio de un ácido.

Leyes de las combinaciones químicas.

Antes de avanzar mas en el estudio de los metales, es indispensable resumir aquí las leyes de las combinaciones químicas de que hemos hablado en todo lo que precede.

267. DIVISION DE LAS COMBINACIONES QUÍMICAS. Del mismo modo que con el auxilio de 24 letras del alfabeto se llega á formar todas las palabras, tambíen se puede con 61 cuerpos simples producir un sinnúmero de combinaciones diferentes. Estas combinaciones pueden dividirse para el reino mineral en tres órdenes. Las del primer órden serán las de los elementos entre sí; comprenderán las bases y ácidos que se unen entre sí, para formar combinaciones de segundo órden, como las sales; por último, las sales dobles formarán las combinaciones de tercer órden; aquí tambien puede notarse cierta analogía con el lenguaje, en que las letras se reunen primero formando sílabas, luego palabras, y estas, palabras compuestas.

268. VALOR DE LOS PESOS EN LAS COMBINACIONES QUÍMICAS. Toda combinacion química de dos elementos se hace en relaciones constantes y determinadas de peso. En el agua hay siempre una parte en peso de hidrógeno unida á 8 de oxígeno, cuya agua es procedente de la lluvia, de los manantiales ó del mar. Si el agua se prepara artificialmente, la relacion entre los dos gases tambien es la misma; y si se quita esta relacion en uno ú otro sentido, queda un exceso de alguno de estos gases. La cal viva está siempre formada de 20 partes de calcio unidas á 8 partes de oxígeno, bien proceda del mármol, de la creta ó de conchas de moluscos. El ácido sulfúrico está siempre formado de 16 partes de azufre combinadas con 24 de oxígeno, ya se haya preparado por la descomposicion del sulfato ferroso, ó en las cámaras de plomo.

269. CUADRO DE LOS EQUIVALENTES. Se ha determinado el valor en que los cuerpos simples se combinan con el oxígeno, tomando el número 100 para la unidad de peso en que el oxígeno entra en estas combinaciones. Hoy se toma generalmente el hidrógeno por unidad para representar los pesos en que entran los cuerpos en las combinaciones. Ademas de las razones teóricas que han hecho admitir estos números, tienen la ventaja de ser con frecuencia enteros, y tambien 12,5 veces mas pequeños que los anteriores, lo que auxilia bastante la memoria y facilita los cálculos. El siguiente cuadro comprende los números con relacion al oxígeno y los que se han determinado, tomando el hidrógeno como unidad para los cuerpos simples mas comunmente empleados:

Nombres de los cuerpos simples.	Símbolos químicos.	Equivalentes con relacion al hidrógeno = 1.	Equivalentes con relacion al oxígeno = 100.
Aluminio.....	Al.....	13,75.....	171,9
Antimonio.....	Sb.....	129.....	1612 5
Arsénico.....	As.....	75.....	937,
Azufre.....	S.....	16.....	200
Bario.....	Ba.....	68,5.....	856,2
Bismuto.....	Bi.....	214.....	2685

Boro	Bo	11	137,5
Bromo	Br	80	1000
Cadmio	Cd	56	696,77
Calcio	Ca	20	250
Carbono	C	6	75
Cloro	Cl	35,5	443,2
Cobalto	Co	29,5	368,6
Cobre	Cu	31,7	396,6
Cromo	Cr	26,28	328,5
Estaño	Sn	59	737,5
Estroncio	Sr	43,75	546,87
Fluor	Fl	19	237,5
Fósforo	Ph	31	387,5
Hidrógeno	H	1	12,5
Hierro	Fe	28	350
Iodo	I	127	1587,50
Magnesio	Mg	12,5	156,25
Manganeso	Mn	27	333,75
Mercurio	Hg	100	1250
Molibdeno	Mo	48	575,83
Niquel	Ni	29,5	369,3
Nitrógeno	N ó Az	14	175
Oro	Au	196,7	2458,75
Oxígeno	O	8	100
Plata	Ag	108	1350
Platino	Pt	98,58	1232,08
Plomo	Pb	103,5	1294,5
Potasio	K	39,14	489,3
Selenio	Se	39,75	495,28
Silicio	Si	21,35	266,82
Teluro	Te	64,5	801,76
Titano	Ti	25	314,70
Tungsteno	W ó Tu	92	1150
Urano	U	60	750
Vanadio	V	68,5	855,84
Zinc	Zn	32,75	408,37
Zirconio. (1)	Zr	33,6	419,73

Si se quiere conocer el peso bajo el cual un cuerpo compuesto entra en combinacion, basta sumar los pesos de los dos cuerpos simples y la suma será el peso buscado. Así, por

(1) Ademas de los cuerpos citados en la obra original, hemos añadido los equivalentes del Selenio, Silicio, Titano, Tungsteno, Molibdeno, Urano, Vanadio y Zirconio, con objeto de completar algo mas el adjunto cuadro.

(*N. del T.*)

ejemplo, la potasa será igual al peso del potasio, mas el del oxígeno: 39,14 + 8 = 47,14: para el óxido de mercurio será, 100 + 8 = 108.

270. EQUIVALENTES. Los cuerpos no solo se combinan con el oxígeno en las proporciones indicadas en el cuadro anterior; se combinan igualmente entre sí y se sustituyen unos á otros en las mismas cantidades. Así, una parte de hidrógeno se combina con 8 partes de oxígeno para formar agua; con 16 de azufre para formar el ácido sulfhídrico; con 35,5 de cloro para formar el ácido clorhídrico. La misma cantidad de 16 partes de azufre, que con 24 de oxígeno forma el ácido sulfúrico, combinada con 39,14 de potasio, forma el sulfuro de potasio; con 28 de hierro, el sulfuro de hierro; con 100 de mercurio, el sulfuro de mercurio ó cinabrio. Si se calienta el hierro (1) mezclado con cinabrio, el azufre se combina con el hierro, mientras que el mercurio queda en libertad: 28 partes de hierro bastan siempre para descomponer 116 de cinabrio y ponen en libertad 100 partes de mercurio. Si se emplea mas hierro, el exceso quedará al estado metálico sin empeñarse en la combinacion; si, por el contrario, se hace actuar mas cinabrio, el exceso no será descompuesto. Asi, 8 partes de oxígeno equivalen á 16 partes de azufre, á 35,5 de cloro: 39,14 de potasio á 28 de hierro, á 100 de mercurio: es lo que ha hecho dar á estos números el nombre de *equivalentes. Cuando dos cuerpos se combinan ó cuando en un compuesto un cuerpo se sustituye á otro, la combinacion ó la sustitucion tienen siempre lugar en la cantidad indicada por los equivalentes*; 1 equivalente de oxígeno representa siempre 8 partes en peso de oxígeno; 1 equivalente de hierro 28 partes en peso de hierro; 1 equivalente de mercurio 100 partes en peso de mercurio, etc., etc.

271. EQUIVALENTES DE LOS CUERPOS COMPUESTOS. *La ley que rige las combinaciones de los cuerpos simples entre sí se aplica tambien á las de los cuerpos compuestos entre sí.* Lo que hemos

(1) Reducido á limaduras.

dicho en la neutralizacion de las bases por los ácidos (200) bastaba para concebir esta ley. Cuando las propiedades del ácido y de la base han desaparecido, es una indicacion de que las dos sustancias se han combinado en las proporciones requeridas. Es fácil determinar estas proporciones para cada sustancia; basta sumar los equivalentes de los elementos de que se halla compuesta.

Así, la creta ó carbonato de cal, CaO,CO^2 está compuesta:

De *cal* formada por		Y *ácido carbónico* formado por	
1 equivalente de calcio. .	20	1 equivalente de carbono. . . .	6
1 equivalente de oxígeno.	8	2 equivalentes de oxígeno.. . .	16
1 equivalente de cal será. =	28	1 equiv. de ácido carb. será. . =	22

Es decir, que en la creta, la cal y el ácido carbónico, están siempre combinados en la relacion de 28 á 22, y el equivalente del carbonato de cal será 50.

$$CaO,CO^2.$$

Si se quiere trasformar la creta en yeso por medio del ácido sulfúrico monohidratado, se empieza por determinar la cantidad de este ácido que es necesario emplear, sabiendo que contiene siempre para un equivalente de ácido un equivalente de agua de combinacion.

El ácido sulf. está compuesto de:		El agua está compuesta de:	
1 equivalente de azufre.	16	1 equivalente de hidrógeno.	1
3 equivalentes de oxígeno. . .	24	1 equivalente de oxígeno.	8
El equiv. de ácido sulf. será.. =	40	El equiv. de agua será. . =	9

El equivalente del ácido sulfúrico es, pues, 49. Esta cantidad será suficiente para descomponer 50 partes de creta: el ácido carbónico desalojado equivaldrá á 22 partes.

El sulfato de cal se une siempre á 2 equivalentes de agua; está, pues, formado de

1 equivalente, CaO.....	28
1 equivalente, SO^3.....	40
2 equivalentes, HO.....	18

El equivalente del sulfato de cal cristalizado será 86 = CaO,SO^3+2HO.

Si se calienta el yeso, el agua se desprende; queda sulfato de cal anhidro, cuyo equivalente no será mas que 68: el

del cristalizado, menos dos equivalentes de agua. Se nota que el agua no se combina nunca con los ácidos, con las bases ó con las sales, sino por equivalentes.

Antes de estas leyes, descubiertas hace setenta ú ochenta años, no se llegaba sino por tanteos á encontrar las proporciones necesarias para producir tal ó cual combinacion; hoy basta consultar el cuadro de los equivalentes para conocer inmediatamente las cantidades en que se deben emplear las sustancias.

272. PROPORCIONES MÚLTIPLES. Muchos cuerpos gozan de la propiedad de combinarse en muchas proporciones con el oxígeno, el azufre, cloro, etc., como ya hemos visto (154). Se podria creer que esas combinaciones son excepciones á esta ley general; que los cuerpos no pueden combinarse sino en proporciones definidas. No sucede eso; y un exámen mas profundo hace ver que estas variaciones no son irregulares, sino siempre sometidas á las leyes de las combinaciones químicas.

Cuando se sube una montaña, puede hacerse con pasos desiguales y sin relacion alguna entre sí; pero no sucede lo mismo cuando se sube una escalera ó una escala: necesario es entonces arreglar los pasos á las distancias de los escalones. Esto es lo que sucede en las *combinaciones múltiples*: el aumento en la proporcion de un cuerpo no se hace sino por leyes invariables y en relaciones simples, tales como de 1 á $1\frac{1}{2}$, á 2, á $2\frac{1}{2}$, á 3, á $3\frac{1}{2}$, y no de 1 á $\frac{1}{4}$, á $1\frac{3}{4}$, á $1\frac{7}{8}$. Así:

6 partes de carbono forman con	8 partes de oxígeno,			el óxido de carbono.....	CO
	12	—	—	el ácido oxálico.....	C^2O^3
	16	—	—	el ácido carbónico.....	CO^2
14 partes de nitrógeno forman con	8 partes de oxígeno,			el protóxido de nitrógeno..	NO
	16	—	—	el bióxido de nitrógeno....	NO^2
	24	—	--	el ácido nitroso.....	NO^3
	32	—	—	el ácido hiponítrico.....	NO^4
	40	—	—	el ácido nítrico.....	NO^5
27,5 partes de manganeso forman con	8 partes de oxígeno,			el protóxido de manganeso.	MnO
	12	—	—	el sexquióxido de manganeso	Mn^2O^3
	16	—	—	el bióxido de manganesò...	MnO^2
	24	—	—	el ácido mangánico.....	MnO^3
	28	—	—	el ácido hipermangánico...	Mn^2O^7

En las combinaciones con el carbono, las relaciones entre las cantidades de oxígeno, son : : 1 : $1\frac{1}{2}$: 2.

En las combinaciones con el nitrógeno, las relaciones entre las cantidades de oxígeno, son : : 1 : 2 : 3 : 4 : 5.

En las combinaciones con el manganeso, las relaciones entre las cantidades de oxígeno, son : : 1 : $1\frac{1}{2}$: 2 : 3 : $3\frac{1}{3}$.

Así estos números están siempre en relaciones sencillas, y las mas elevadas son siempre múltiples de las inferiores; tambien esta regla ha recibido el nombre de *ley de las proporciones múltiples.*

273. RELACIONES ENTRE LOS VOLÚMENES. Los gases se combinan entre sí *en volúmenes determinados.* El resultado de la combinacion cuando es gaseoso, ocupa frecuentemente un volúmen inferior al de los dos gases que están combinados. Ejemplo :

Vol.			Vol.		Vol.
1 de cloro	se combina	con	1 de hidrógeno	para formar	2 de ácido clorhídrico
2 de hidrógeno	se combinan	con	1 de oxígeno	—	2 de vapor acuoso.
3 —	—		1 de nitrógeno	—	2 de gas amoniaco.
6 —	—		1 vapor de azufre	—	6 de ácido sulfhídrico

Se encuentra aquí la misma regularidad y las mismas relaciones simples entre los volúmenes de gas que se unen, que en las combinaciones por equivalentes: aún hay mas, y esto se ve en los ejemplos que preceden: cuando el resultado de la combinacion de dos gases es tambien gaseosa, *su volúmen está siempre en relacion simple con el que ocupa ban los dos gases antes de su combinacion.*

274. ÁTOMOS Ó MOLÉCULAS. Cuando se reconoció que las combinaciones químicas se efectúan siempre en relaciones simples, se quiso tambien saber la causa de esto. La experiencia en este caso debia fracasar; pero se ha dado una explicacion que permite darse cuenta perfectamente de la regularidad de las combinaciones químicas. Es la *teoría atomística*, que representa los hechos del modo siguiente:

1) Los cuerpos están formados de partículas infinitamente pequeñas, á las que se da el nombre de *átomos* ó *moléculas*, y que se tocan dejando sin embargo entre sí espacios vacíos ó

poros. En los cuerpos ligeros, los átomos están menos aproximados que en los cuerpos muy densos. Cuando un cuerpo está enfriado ó comprimido, los átomos se contraen, el cuerpo se hace mas compacto y mas denso: el calor, por el contrario, separa los átomos, los poros se hacen mayores, y resultan los cuerpos mas ligeros. Es en los gases y vapores donde los átomos se encuentran á mayor distancia entre sí, así es que están 1700 veces mas separados en el vapor que en el agua que le ha formado, y cuyo volúmen era 1700 veces menor.

2) Las partículas de que se componen los cuerpos son *indivisibles*; de aquí el nombre de átomo, que significa indivisible.

3) Los átomos son tan pequeños que no se les puede ver, aun con el auxilio de las mas poderosas lentes de aumento; se admite su existencia teóricamente.

4) Los cuerpos simples tienen átomos simples; así los átomos

de carbono son : de oxígeno : de calcio :

Cuando dos ó muchos cuerpos se combinan, se admite que sus átomos se reunen y forman un *todo indivisible*; un *átomo compuesto*. Los cuerpos compuestos estarian constituidos por átomos compuestos; así,

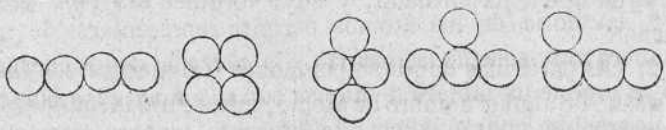
el del óxido de carbono será : el del ácido carbónico : el de la cal :

el del carbonato de cal será :

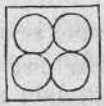
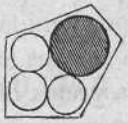
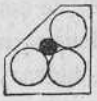
5) Si un cuerpo se agrupa lentamente en un líquido, sus

átomos pueden colocarse en un órden determinado, y se tienen entonces las formas *cristalinas regulares*; si la separacion ó la solidificacion se verifica con rapidez, los átomos se agrupan sin órden y se tienen cuerpos amorfos (vítreos ó pulverulentos).

6) El agrupamiento de los átomos es *variable*; pueden agruparse, ya de un modo, ya de otro, como está indicado por las muchas posiciones que pueden hacerse tomar á cuatro esferas:

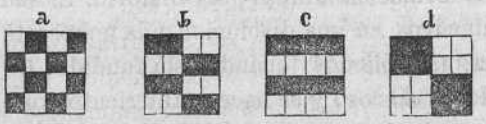


Se explica de esta manera cómo un mismo cuerpo puede afectar dos formas cristalinas; ser dimorfo. El azufre cristaliza en octaedros en una disolucion á la temperatura ordinaria; en prismas oblicuos, cuando está fundido. El hierro recien batido es fibroso y se hace granugiento por el uso, etc.

7) El espesor de los átomos debe variar de un cuerpo á otro; con cuatro esferas de igual diámetro, podrá formarse un cuadrado regular:  Si una de ellas se reemplaza por una esfera mayor ó mas pequeña, la forma regular primitiva se destruirá;   quedará invariable si á la esfera separada se sustituye otra de la misma magnitud, pero mas pesada,  aunque los elementos del cuadrado no quedan ya los mismos. Las cosas deben suceder de una

manera análoga con los átomos. En los alumbres, la potasa es reemplazada por la sosa ó el amoniaco; la alúmina por el sexquióxido de hierro ó de cromo, sin que se altere la forma cristalina de aquellos. De aquí se ha deducido que los átomos de la potasa, sosa y amoniaco, son de igual magnitud, y que sucede lo mismo con los de la alúmina, sexquióxido de hierro y de cromo. Si, por el contrario, la forma cristalina cambia cuando se sustituye un cuerpo á otro, es de suponer que las moléculas no son del mismo grueso.

8) La teoría de los átomos permite representarse de una manera muy sencilla la *isomeria* y la *alotropia* de los cuerpos. Si se supone un tablero de damas con sus cuadrados blancos y negros, se podrán colocar de diferente manera estos cuadrados entre sí, sin que cambie su número, como en estas figuras:



En *a*, los cuadrados están colocados uno á uno; en *b*, dos á dos; en *c* y *d*, cuatro á cuatro; estos cuadrados poco numerosos, de los que hemos aquí representado cuatro distintos agrupamientos, se prestan á un número de colocaciones mucho mas considerable, sin que haya necesidad de aumentar ó disminuir su número. En vez de cuadrados, como se figuran las moléculas, se comprenderá fácilmente de qué manera cuerpos que tienen una misma composicion pueden tener formas, propiedades y aspectos diferentes. El caoutchouc, aceite de petróleo y gas del alumbrado, tienen en cuanto á su composicion la mayor analogía; están compuestos de los mismos elementos y en las mismas proporciones.

9) Los átomos son pesados, y cada átomo debe tener un peso determinado. Si un pedazo de creta, por ejemplo, tiene cierto peso, es evidente que cada uno de los innumerables átomos que le componen debe tener tambien un peso dado; de otro

modo, su reunion no podria constituir un cuerpo pesado. Por consiguiente, la creta está compuesta de 28 partes de cal unidas á 22 partes de ácido carbónico, y esta composicion queda la misma hasta en la menor partícula de creta. Así, si se admite que 1 átomo de creta está formado por 1 átomo de cal unido á 1 de ácido carbónico, es necesario admitir tambien que el peso del átomo de cal es 28 y el del ácido carbónico 22. Pero la cal misma está formada de 20 partes de calcio unidas á 8 partes de oxígeno: 1 átomo de cal compuesto de 1 átomo de calcio y otro de oxígeno, debe contener estos dos cuerpos en la proporcion de 20 á 8: 20 será, por consiguiente, el peso del átomo de calcio; 8 el del átomo de oxígeno. El ácido carbónico, por último, formado de 6 partes de carbono unidas á 16 de oxígeno, dará para el peso del átomo de carbono 6; para el de los dos átomos de oxígeno, 16.

Estos números, como se ve, no son otra cosa mas que los equivalentes. Se puede en la teoría atomística considerarlos como los pesos relativos de los átomos; tambien los equivalentes reciben con frecuencia el nombre de *pesos atomísticos.*

METALES PESADOS.

PRIMER GRUPO.

Hierro (Fe.)

Equivalente = 28 ó 350. Densidad = 7,84.

Conocido desde la mas remota antigüedad.

275. El *hierro* es, sin género alguno de duda, el mas útil de todos los metales: sin él la industria no hubiera podido realizar los progresos sorprendentes, gloria y orgullo de la civilizacion. No se encuentra sino rara vez al estado nativo en los hierros meteóricos, y nunca en suficiente cantidad para poderse esplotar regularmente. Es sobre todo al estado de óxidos y de sulfuros como se encuentra el hierro en la naturaleza, y solo los óxidos son beneficiados como minerales.

El hierro es el único de los metales pesados necesario en la constitucion de los seres orgánicos; es tambien uno de los mas esparcidos en la superficie del globo.

276. OXIDACION DEL HIERRO. *Experiencia a.* Se colocan sobre un carbon $2^{gr},8$ de hierro muy dividido, como se encuentra en las oficinas de farmacia, y se calienta al soplete en un punto solamente (figura 135); una vez enrojecido este punto, el hierro continuará quemándose, como lo demostrará la marcha de una zona irisada que siempre precede á la parte en combustion. Cuando el hierro se ha enfriado, queda una

masa negra que pesa 3 gramos; está, pues, aumentada en 2 decígramos. Segun los equivalentes, 28 decígramos de hierro se unen con 8 de oxígeno para trasformarse en protóxido: la cantidad absorbida en este caso es cuatro veces menor; tambien el resultado de la combustion es una mezcla de 1 equivalente de protóxido de hierro con 3 equivalentes de hierro metálico.

Experiencia b. Si se continúa calentando á la llama oxidante del soplete la mezcla obtenida en la experiencia anterior, aumentará de peso hasta que sea cerca de 1 gramo mas. Se habrá obtenido entonces el mismo compuesto que se forma durante la combustion del hierro en el oxígeno ó en el aire: las batiduras es una combinacion de protóxido y de sexquióxido de hierro, un *óxido salino* FeO,Fe^2O^3, llamado óxido magnético, porque es atraible por el iman. No puede obtenerse el protóxido de hierro por oxidacion directa; fórmase constantemente cierta cantidad de sexquióxido. Casi todas las rocas que contienen el protóxido de hierro en cantidad notable, tienen una tinta verde ó negra: tales son el basalto, esquisto arcilloso, serpentina, etc., que están coloreados por el protóxido de hierro.

En algunas localidades se encuentra un mineral de hierro cuya composicion es la misma que la de las batiduras; no solo este mineral goza de la propiedad de ser atraible por el iman, sino que el mismo hierro tambien atrae con frecuencia; es *magnético.*

Si se fija un fragmento de este mineral entre dos laminitas de hierro, se imantan y atraen el hierro como un iman natural. El hierro de Suecia, que és tan renombrado, se prepara en gran parte con el óxido magnético.

Experiencia c. Las batiduras mantenidas durante algun tiempo en la llama oxidante del soplete, se cubren de una capa parda pulverulenta: absorben el oxígeno y pasan al estado de sexquióxido de hierro, Fe^2O^3.

Experiencia d. El procedimiento siguiente permite obtener con mas facilidad el sexquióxido de hierro. Se reemplazan

las batiduras sobre el carbon por un cristal de sulfato de protóxido de hierro, que se calienta hasta que no queda mas que un polvo pardo. El agua y una parte del ácido sulfúrico se desprenden; otra parte del ácido es descompuesta y abandona el oxígeno al protóxido de hierro, FeO, que se convierte en sexquióxido, Fe^2O^3. Este óxido es rojo; su color se nota, sobre todo, cuando se le extiende sobre una hoja de papel blanco. La fabricacion del ácido sulfúrico fumante origina como producto accesorio una gran cantidad de óxido de hierro, conocido con el nombre de *cólcotar ó rojo de Inglaterra*. Sirve para dar pulimento al cristal y á los metales; entra en gran proporcion en la pasta preparada para vaciar las navajas; frecuentemente se emplea como materia colorante.

El sexquióxido de hierro natural no es raro; constituye el hierro oligisto y la hematites, la sanguina y el ocre rojo, cuando está mezclado con arcilla; se encuentra alguna vez en masas considerables en el seno de la tierra; forma un buen mineral.

Experiencia e. Se introducen limaduras de hierro brillante en un vaso lleno de agua de pozo; al cabo de algun tiempo, el hierro pierde su brillo y toma un color negro, porque se ha trasformado en óxido magnético. Si se repite la misma experiencia con agua hervida, el hierro queda brillante, mientras se impida el acceso del aire. Esta diferencia de accion es debida al aire y al ácido carbónico contenidos en todas las aguas de manantial, y que determinan la oxídacion del hierro; habiendo sido estos gases desprendidos del agua por ebullicion, no tiene lugar la oxidacion.

Experiencia f. Si se decanta el agua que recubre el hierro en la experiencia anterior, el metal, al contacto del aire, se cubre al momento de *orin*: el hierro absorbe bastante oxígeno para trasformarse en sexquióxido, que se combina con el agua, á la que debe su color amarillo. El orin ó herrumbre es sexquióxido de hierro hidratado, $Fe^2O^3 3HO$. Las limaduras de hierro húmedas y removidas frecuentemente para renovar el contacto del aire, se trasforman con rapidez en orin.

El sexquióxido de hierro hidratado no es raro en la naturaleza; constituye un buen mineral de hierro: es el que, mezclado con arcilla, forma el ocre amarillo. La tierra de labor, la arcilla, la arena, deben su color amarillo ó pardo al sexquióxido de hierro hidratado. Es, por consiguiente, una cosa muy natural ver una roca negra perder su color y consistencia, y formar una tierra amarilla: el protóxido de hierro negro que contenia se ha trasformado sucesivamente en sexquióxido hidratado amarillo durante la descomposicion de la roca.

Carbonato de hierro. Experiencia g. Se introduce en un frasco bien tapado óxido magnético obtenido en la experiencia *b*, y agua en vapor; se dejan despues las dos sustancias en contacto durante algunos dias. Los copos blancos que se depositan en el frasco son carbonato de hierro hidratado, que se ha formado con el protóxido de hierro del óxido magnético y el ácido carbónico interpuesto en el vapor acuoso. El líquido, diáfano, tiene sabor de tinta, que procede de la disolucion de una parte del nuevo cuerpo. Se decanta el agua, y se deja expuesta al aire en un vaso descubierto; despues que el ácido carbónico se desprende, el líquido se cubre de una ligera película blanca, de color amarillento primero, despues rojo y violado, para adquirir por último un color pardo y descender al fondo del vaso. Estos fenómenos son debidos al protóxido de hierro: absorbe el oxígeno del aire y se transforma en óxido magnético; despues en sexquióxido hidratado. Las sales de protóxido de hierro experimentan las mismas alteraciones, y amarillean cuando se exponen al aire. Una película muy delgada de óxido magnético refleja la luz en amarillo; mas espesa, la refleja en rojo pardo; despues en violeta y en azul: de este modo la superficie de las aguas que proceden de terrenos pantanosos presenta irisaciones de diversos colores. En la naturaleza, como en la experiencia anterior, las aguas cargadas de ácido carbónico disuelven el protóxido de hierro que se forma cuando las materias ferruginosas están en contacto con las sustancias orgánicas privadas del acceso del aire; el carbonato que resulta de esta reaccion

es descompuesto al aire, y produce un precipitado de color amarillento parduzco, que algunas aguas depositan en gran cantidad. La acumulacion de este precipitado forma en algunas localidades depósitos considerables, que se esplotan como mineral de hierro. Estos minerales contienen generalmente ácido fosfórico.

El carbonato de protóxido de hierro natural es un mineral de color gris claro que se encuentra en algunos puntos en cantidades bastante considerables para ser esplotado; es un mineral de excelentes cualidades. El acero de Styria procede casi exclusivamente de él, al que se ha dado el nombre de *hierro espático*. Se encuentra frecuentemente mezclado con arcilla en los terrenos carboníferos; de un mineral análogo es de donde se extrae todo el hierro ingles.

Acido férrico. Ademas de los óxidos de que ya se ha hablado, existe otro formado de 1 equivalente de hierro combinado con 3 equivalentes de oxígeno, FeO^3; tiene las propiedades de un ácido; se le ha dado el nombre de ácido férrico. Todavía no se ha obtenido en otro estado mas que en combinacion con las bases.

277. MINERALES DE HIERRO. El estudio de los óxidos de hierro ha hecho conocer los minerales mas importantes, los únicos de que hasta ahora se ha extraido este metal para las necesidades de las artes. Estos son:

FeO,Fe^2O^3, el óxido magnético, que contiene 72 por 100 de hierro puro;

FeO,CO^2, el hierro espático; está generalmente asociado al carbonato de cal y de óxido manganoso;

Fe^2O^3, que forma el hierro oligisto cuando está cristalizado; contiene entonces 69 por 100 de hierro; encuéntrasele con frecuencia asociado á la arcilla: forma la hematites y el ocre rojo;

$Fe^2O^3 3HO$, que constituye los minerales de hierro pardo; se presenta en general al estado de granitos redondeados; cuando está puro, contiene 59 por 100 de hierro.

Fundicion, Hierro y Acero.

278. METALURGIA DEL HIERRO. Para aislar el hierro de los minerales que acabamos de estudiar, es necesario quitarles el oxígeno; con este objeto se les hace sufrir una elevada temperatura en presencia del carbon. En general se mezclan, cuando es posible, muchas especies de minerales, con objeto de tener un conjunto que sea mas fácil de operar. Cuando se tienen minerales de diferentes riquezas, se reunen á fin de trabajar sobre una materia de riqueza constante. Alguna vez se hace experimentar una tostacion, en un horno especial, á los minerales que contienen agua, ácido carbónico ó un poco de azufre. Los minerales contienen las mas veces materias extrañas, que se designan generalmente con el nombre de *gangas*; sílice, arcilla, cal, manganesa, etc. En general, la ganga es silícea; es necesario fundirla para obtener el hierro líquido y homogéneo. La sílice ó la arcilla pueden fundirse á la temperatura de la fusion del hierro; pero es preciso para eso que se combinen con una gran proporcion de óxido de hierro, que de esta manera se pierde. (1) Para evitar esta pérdida se añade ordinariamente al mineral piedra caliza ó *castina*, con objeto de obtener una escoria calcárea, fusible y exenta de hierro. Cuando el mineral es calizo, se le añade sílice (*herbua*); pero en general se asocian los minerales de hierro convenientemente, con objeto de no emplear mas que la castina como fundente. Los minerales así preparados se disponen en capas alternativas, con carbon ó coke, en grandes hornos, que han recibido el nombre de *altos hornos* (fig. 136): *a* es la *cuba*, terminada en su parte superior por una abertura,

(1) En el tratamiento del hierro por el *método catalan*, se funde el mineral con carbon de madera, sin tener en cuenta el hierro que queda en la escoria; se obtiene de este modo hierro de excelente calidad, que puede ser directamente sometido al martillo. Este método no puede aplicarse mas que á los minerales muy ricos, y lleva consigo la pérdida de una gran cantidad de hierro.

sobre la cual se halla la chimenea, provista de puertas para al servicio de aquella parte (cuba). En *b* se hallan colocadas las *paradas*, reunidas á la cuba por una parte cilíndrica, que ha recibido el nombre de *vientre*. Los gases salen por la abertura que sirve al mismo tiempo para la introduccion del combustible y del mineral. Este se halla calentado al rojo en la parte superior de la cuba; la caliza pierde entonces su ácido carbónico. Un poco mas bajo, pero siempre en la cuba, el óxido de carbono, producido en la parte inferior del horno, reduce el mineral de hierro y se convierte en ácido carbónico. Este gas se desprende al mismo tiempo que el ácido de la caliza, y una parte se trasforma al contacto del carbon incandescente en óxido de carbono, que se quema en el aire y produce la llama que se observa salir de la boca del horno. En la *obra*, *c*, es donde la temperatura está mas elevada; el hierro se combina con una parte de carbono, y se funde; los silicatos entran tambien en fusion y pasan con la fundicion al *crisol e*; las escorias, mas ligeras, sobrenadan y salen por la parte superior, la *dama*, *g*. En el crisol se ha practicado una abertura obturada con un pedazo de arcilla; se destapa para que salga la fundicion, que se moldea en pedazos de variable tamaño. El aire necesario para la combustion es suministrado por bombas en la cantidad de 60 á 80 metros cúbicos por minuto; entra en la obra por medio de toberas, que una de ellas está figurada en *d*, y hace elevarse la temperatura hasta 1200 ó 2000° próximamente. A medida que el carbon se quema, que la fundicion y las escorias salen por la parte inferior, se introduce por la boca del horno nuevo mineral y nuevo combustible. Una vez puesto en actividad un alto horno, es necesario seguir haciéndole funcionar hasta que se inutilice, lo que generalmente no sucede sino despues de cinco ó seis años (una campaña).

Las escorias de los altos hornos son verdes ó azuladas: estas coloraciones son debidas al protóxido de hierro ó de manganeso; se moldean alguna vez en cubos, y suelen emplearse como piedras de edificar.

279. FUNDICION. El hierro obtenido en los altos hornos está muy lejos de ser puro; contiene 2,5 á 4 por 100 de carbono, con el que está combinado; contiene tambien silicio en bastante proporcion, un poco de manganeso, fósforo, alguna vez restos de azufre ó arsénico, cuando estos cuerpos se encontraban en totalidad ó en parte en el mineral. En el estado de fundicion el hierro posee las propiedades siguientes:

a) La fundicion es fusible al calor blanco (el hierro forjado no lo es); se presta, por consiguiente, á la reproduccion de objetos moldeados. Se funde en grande en hornos á propósito, que han recibido el nombre de *cubilots*.

b) La fundicion es quebradiza; no puede trabajarse en el martillo ni soldar entre sí; su uso está, por consiguiente, reducido á la fabricacion de objetos que no están expuestos á choques. Sin embargo, se ha conseguido en estos últimos tiempos, calentando la fundicion con el ácido magnético ó hierro espático, comunicarla en parte las propiedades del hierro; recibe entonces el nombre de *fundicion maleable*. Se conocen en las artes dos especies de fundicion; la gris y la blanca: la fundicion gris es granuda; su color varía del negro al gris claro; recibe la impresion del martillo, puede limarse, tallarse al cincel, ser taladrada y trabajada al torno. La fundicion blanca, por el contrario, tiene un brillo metálico; su color es alguna vez análogo al de la plata; es tan dura que resiste á los instrumentos de acero. Si se deja fundir lentamente la fundicion blanca, se convierte en gris; la fundicion gris, por el contrario, enfriada bruscamente, se convierte en blanca. En el primer caso el carbono que estaba combinado con la fundicion se separa bajo la forma de grafito; en el segundo caso no puede separarse. Las fundiciones grises se emplean en las fábricas de fundicion, mientras que las blancas sirven principalmente para la fabricacion del hierro forjado y del acero.

280. HIERRO FORJADO. Cuando se quita á la fundicion su carbono, así como la mayor parte de los demas cuerpos extraños que contiene, se trasforma en hierro; este metal goza de las propiedades siguientes:

a) El hierro es muy maleable: puede laminársele en hojas delgadas (palastro) ó estirarse en hilos muy delgados (alambres).

b) El hierro, antes de entrar en fusion, experimenta un reblandecimiento análogo al de la cera ó el vidrio; en este estado dos pedazos de hierro pueden soldarse entre sí. En esta propiedad está fundada la soldadura directa de hierro; es tambien comun al oro, plata, platino, cobre, plomo y nickel. Los demas metales, cuando cambian de estado, se liquidan inmediatamente como el hielo.

c) El hierro es bastante blando para trabajarse fácilmente con los instrumentos de acero; no se endurece con el temple.

d) El hierro se distingue tambien de la fundicion por su textura fibrosa, análoga á la reunion de una gran cantidad de hilos, mientras que la estructura granosa de la fundicion da la idea de una aglomeracion de pequeños granos de hierro. El hierro forjado, con la serie de choques repetidos, pierde su textura fibrosa; se hace granugiento y quebradizo; es lo que sucede á los ejes de los carruajes, y sobre todo á los de los wagones de ferro-carril. Se ve, por consiguiente, que el agrupamiento molecular experimenta alteraciones aun en un cuerpo sólido; puede corregirse esta alteracion del hierro cuya estructura es fibrosa forjándole de nuevo.

El hierro no está enteramente exento de carbono; contiene de 0,25 á 0,50 por 100; el hierro puro es todavía mas blando y mas ductil. Se demuestra por esta razon que el carbono y el silicio combinados con el hierro son los que alteran sus cualidades en la fundicion.

281. AFINACION DE LA FUNDICION. 1) *Horno de afinacion.* El procedimiento usado para afinar la fundicion es muy sencillo; se calienta con carbon hasta la fusion en el horno de afinacion, en donde está sometida á una fuerte corriente de aire de una tobera. El carbono del hierro se quema; el silicio, fósforo, etc., del mismo modo que la cuarta parte del hierro, se oxidan. La sílice que se forma y la que accidentalmente ó de propósito se ha introducido, pasan en las escorias con el óxi-

do de hierro. El hierro, perdiendo el carbono y el silicio, se hace menos fusible; se reune en una masa pastosa (lupia) que se separa por medio de una barra para llevarla bajo el martillo, donde se separa la escoria. El batido del hierro le trasforma en prismas cuadrados; despues se divide en muchas porciones que se llevan á los cilindros laminadores para reducirlas á barra. La afinacion consiste, pues, en quitar al hierro las sustancias extrañas que modifican sus cualidades. La fundicion contiene próximamente las $\frac{5}{4}$ partes de su peso, de hierro forjado.

Horno de puddlage. El horno de afinacion exige el empleo del carbon de madera. Cuando no hay facilidad de usar este combustible, es preciso afinar el hierro por medio de dos operaciones sucesivas. En la primera, que se hace en el horno de afinacion, el carbon de madera es reemplazado por el coke; se separa á la fundicion el silicio; despues se lleva el metal al horno de puddlage (fig. 137), construido del género de los hornos de sosa (220), en donde se le separa el carbono. Como en estos hornos el metal no está ya en contacto con el combustible, se emplea la hulla para verificar la afinacion. El hierro está fundido sobre el suelo, donde un obrero le agita con una barra, hasta que cree suficiente la afinacion; entonces hace caer las escorias y separa el hierro por porciones, que se llevan sucesivamente al martillo. Puddlage significa braceado.

282. ACERO. El acero forma el término medio entre la fundicion y el hierro, tanto por la proporcion de carbono que contiene, como por sus propiedades, que son las siguientes:

a) El acero enfriado bruscamente se hace duro y quebradizo como la fundicion; enfriado con alguna mas lentitud, goza de una gran elasticidad; enfriado muy lentamente, se vuelve blando, ductil y puede ser soldado como el hierro.

b) El acero se funde con mas dificultad que la fundicion y mas fácilmente que el hierro; es susceptible de adquirir un hermoso pulimento.

c) El acero contiene de 0,6 á 1 por 100 de carbono.

Todas estas propiedades reunidas hacen del acero una

sustancia de la mayor utilidad; sirve principalmente para la fabricacion de instrumentos cortantes, porque por medio del temple puede dársele diferentes grados de dureza. Esta dureza varía con la temperatura que se ha comunicado al acero antes del enfriamiento. Ordinariamente se templa el acero al máximum de la temperatura, puesto que se destempla calentándole á un grado variable segun la dureza á que se desea conservar.

Experiencia. Si se calienta hasta el rojo una aguja de hacer calceta á la llama de una lámpara de alcohol y se sumerge bruscamente en agua fria, se rompe al menor esfuerzo que se haga para doblarla. Si despues del enfriamiento brusco se la tiene encima de la llama para destemplarla, se la ve experimentar cambios de color; se trasforma en amarilla, despues anaranjada, púrpura, violeta, azul, y por último en gris negruzco. Estas coloraciones son debidas á una ligera capa de óxido que va aumentando de espesor hasta que se trasforma en batiduras. Cada una de estas tintas corresponde á un grado de elasticidad y dureza diferente: así el acero quedará templado al máximum de dureza si no se calienta mas que hasta el amarillo claro, que corresponde á 220°: estará menos templado si se calienta al azul subido, que corresponde á una temperatura de 315°. Por medio de la templadura es como se da la dureza conveniente á cada utensilio: así las limas y escofinas se les dará una gran dureza por la templadura, mientras que se conservará mucha elasticidad á los resortes de relojes, láminas de sierras, etc.

283. Se obtiene el acero por dos procedimientos diferentes.

1) Afinando la fundicion de una manera imperfecta, de modo que se le haga perder la mitad de su carbono, ó extrayéndole del mineral por el procedimiento catalan: es el acero natural.

2) Calentando por espacio de muchos dias á una temperatura muy elevada barras de hierro de buena calidad en cajas donde se hallan rodeadas de carbon: es el acero de cementacion.

Las dos especies de acero deben ser muy homogéneas; para esto se siguen dos métodos: en el uno se divide el acero en pequeñas barras que se reunen en manojos para soldarlos al martillo: este tratamiento se llama *batido*, y el acero así preparado ha recibido el nombre de acero batido; en el otro se somete el metal á la fusion y se obtiene el *acero fundido*.

Atacando ligeramente algunos aceros por un ácido, se produce en su superficie una especie de moaré debido al carbono esparcido desigualmente en la masa y que no es atacado por el ácido (acero adamascado). Segun lo que precede se comprende fácilmente que la fundicion y el hierro juntamente mezclados producen el acero. Se emplea con frecuencia este método para acerar en la superficie algunos objetos de hierro forjado, tales como los útiles de labranza, cadenas, etc., que se introducen durante algun tiempo en la fundicion cuando se halla en fusion. Se obtiene tambien y con mas facilidad este resultado espolvoreando la superficie todavía caliente del hierro con prusiato amarillo de potasa (292).

El hierro, el nickel y cobalto son los únicos metales atraibles por el iman. El hierro dulce pierde la propiedad magnética cuando no se halla en contacto con el iman; el acero, por el contrario, conserva la propiedad de atraer el hierro y no la pierde sino por el calor.

Sales de hierro.

284. COMBINACIONES SALINAS DEL HIERRO. El protóxido y el sexquióxido de hierro se combinan con los ácidos y dan orígen á dos series de sales:

a) Las sales de protóxido, coloreadas generalmente de verde; están compuestas de un equivalente de protóxido unido á un equivalente de ácido.

b) Las sales de sexquióxido, generalmente pardas y com-

puestas de un equivalente de sexquióxido combinado con tres equivalentes de ácido.

Se ha visto (178) que algunos metales no se disuelven sino en los ácidos diluidos, otros en los concentrados; los primeros toman del agua el oxígeno necesario para su oxidacion; los segundos del ácido. El hierro, el manganeso, el zinc, el cobalto, el nickel y el estaño, pertenecen á la primera clase de metales que descomponen el agua, llamados tambien con frecuencia electro-positivos. La accion ejercida por estos metales sobre el agua en presencia de los ácidos hace suponer que deben ser mas enérgicos como agentes químicos que los que están privados de esta facultad; tienen para el oxígeno, azufre, cloro, etc., una afinidad mucho mayor que los demas metales pesados; sucede lo mismo con sus óxidos respecto á los ácidos. Cuando un metal se ha disuelto, no existe ya en la solucion al estado metálico, sino al estado de sal (160).

285. SULFATO DE PROTÓXIDO DE HIERRO. FeO,SO^3+7HO. Esta sal se forma siempre que se disuelve hierro en el ácido sulfúrico diluido; era llamado en otro tiempo *vitriolo de hierro, vitriolo verde ó caparrosa verde.* Se obtiene fácilmente en cristales romboidales oblicuos, que contienen casi la mitad de su peso de agua, cuando se evapora lentamente el líquido en que se encuentra disuelto.

Experiencia. Se disuelven en 40 gramos de agua $12^{gr}.5$ de sulfato de cobre cristalizado; despues se sumerge en la solucion una lámina de hierro bien limpia y pesada: el color azul del líquido desaparece poco á poco para adquirir una tinta verde, al mismo tiempo que la lámina de hierro se recubre de una capa de cobre metálico. El hierro desaloja al cobre de su combinacion. Cuando la operacion haya terminado, el cobre precipitado pesará proximamente $3^{gr}.2$; la lámina de hierro habrá disminuido en $2^{gr}.8$, que se han sustituido al cobre precipitado: es decir que un equivalente de hierro se ha sustituido á un equivalente de cobre. Se ha reducido en este caso un metal por via húmeda; la solucion

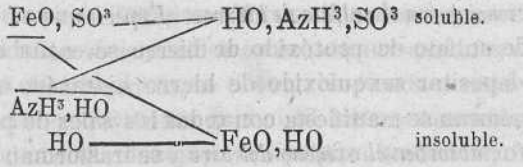
no contiene el menor resto de cobre, y deja depositar por evaporacion cristales de sulfato de hierro.

Experiencias con el sulfato de hierro. Experiencia a. Una solucion de sulfato de protóxido de hierro se enturbia al aire y deja depositar sexquióxido de hierro hidratado amarillo. Este fenómeno se manifiesta con todas las sales de protóxido de hierro; *absorben el oxígeno del aire* y se trasforman en sales á base de sexquióxido. Pero como el ácido combinado con el protóxido no basta para disolver todo el sexquióxido, cuyo punto de saturacion es mas elevado, una parte de él se precipita al estado hidratado. Sucede lo mismo para todas las sales metálicas á base de protóxido: una parte de la base se precipita cuando se les trasforma en sexquióxido. Para impedir en este caso la precipitacion del sexquióxido, es necesario añadir á la sal del protóxido la mitad del ácido que ya contiene.

Experiencia b. A una solucion hirviendo de 20 gramos de sulfato de protóxido de hierro en 60 gramos de agua acidulada con $3^{gr}.5$ de ácido sulfúrico, se añade gota á gota ácido nítrico hasta que la solucion haya adquirido un color amarillo: contiene entonces el hierro al estado de *sulfato de sexquióxido*, $Fe^2O^3,3SO^3$. Así se ha obtenido con rapidez lo que al aire no se hacía sino de una manera muy lenta. El ácido nítrico ha cedido al protóxido tres equivalentes de oxígeno, y se ha convertido en bióxido de nitrógeno (162), que goza de la propiedad de disolverse en una solucion de sulfato de protóxido de hierro y la colora en negro. El bióxido de nitrógeno se desprende por ebullicion y se trasforma al aire en vapores rojos de ácido hiponítrico, absorbiendo dos equivalentes de oxígeno de aquel.

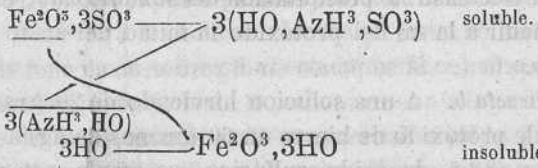
Experiencia c. Se prepara: 1.° en una copa una disolucion diluida de sulfato de protóxido de hierro; 2.° en otra una disolucion tambien diluida de sulfato de sexquióxido de hierro, del que se ha obtenido en la experiencia anterior; 3.° en una tercera, una mezcla de las dos primeras soluciones; despues se añade amoniaco en exceso á cada una de las soluciones.

El resultado es el siguiente:



En la primera copa se habrá formado un precipitado blanco verdoso de protóxido de hierro, como lo indica la anterior explicacion gráfica.

En la solucion de sulfato de sexquióxido, el precipitado será pardo y compuesto de sexquióxido de hierro hidratado.



La mezcla de las dos soluciones dejará depositar un precipitado negro de óxido de hierro magnético hidratado.

El amoniaco es una base mas enérgica por via humeda que el protóxido y el sexquióxido de hierro; se apodera de su ácido sulfúrico y les precipita, porque son insolubles en agua como casi todos los óxidos metálicos. Los óxidos, cuando se separan de una combinacion en el seno del agua, combínanse con una parte del líquido que hace el papel de ácido con ellos, y se forman *hidratos*. Al agua combinada con los óxidos hay que atribuir la diferencia que existe entre la coloracion de los óxidos obtenidos por via húmeda y los obtenidos por via seca: el calor expulsa el agua de hidratacion, y los óxidos, quedando anhidros, adquieren el color que les es propio en este estado. Las tejas y ladrillos ofrecen un ejemplo de esta trasformacion: antes de experimentar la calcinacion, tienen el tinte amarillo que debe la arcilla al sexquióxido de hierro hidratado, y cuando salen del horno son rojas, porque el sexqui-

óxido, perdiendo su agua de hidratacion, ha adquirido el color rojo propio de su estado anhidro.

Si se recogen sobre filtros los precipitados que se han obtenido en esta experiencia, se verá cambiar de color al protóxido de hierro; absorbe oxígeno, adquiere primero un color negro trasformándose en óxido magnético, y por último, pardo, cuando se halla al estado de sexquióxido. Esta es la demostracion de que el protóxido de hierro tiene una gran tendencia á combinarse con nueva cantidad de oxígeno: conserva esta importante propiedad aun cuando se encuentre en una sal.

El óxido de hierro magnético se trasforma tambien en sexquióxido; pero si se tiene la precaucion de hervir el líquido antes de filtrarle, el precipitado conserva su color negro durante la desecacion. En este estado se emplea con frecuencia en farmacia.

Experiencia d. Si se ponen en digestion en alcohol algunas nueces de agalla quebrantadas, el alcohol adquiere una tinta amarilla y se hace astringente. Este líquido, que no es otra cosa que una tintura de nuez de agalla, tiene en disolucion dos ácidos orgánicos; el ácido tánico ó tanino y el ácido gálico. Se añaden algunas gotas de esta tintura á dos soluciones, una de sulfato de protóxido y otra de sulfato de sexquióxido de hierro: en la primera no se forma precipitado; el líquido queda violado al cabo de algun tiempo; por último, negro; en el segundo, por el contrario, se forma inmediatamente un precipitado negro que se deposita á la larga. Este precipitado negro está compuesto principalmente de *tannato* y *gallato* de sexquióxido de hierro. Espesando el líquido por medio de la goma ó azúcar para impedir que el precipitado se deposite, se obtiene la tinta ordinaria. La combinacion del protóxido de hierro con el ácido gállico no es negra; adquiere este color por la absorcion del oxígeno: el protóxido se trasforma entonces en sexquióxido: por esa razon algunas tintas son claras en el momento de escribir, y al cabo de algun tiempo se vuelven negras. Un pedazo de tela sumergida en una solucion de ácido gállico é impregnado despues con una sal de hierro,

ennegrece al aire: el color se fija indeleblemente en el tejido y no puede quitarse por el lavado. De esta manera es como se ennegrecen los tejidos, cueros, etc. Se hace un uso frecuente de las sales de hierro para la tintorería, y principalmente del sulfato.

386. NITRATO DE HIERRO. Fe^2O^3,NO^5. Se prepara el nitrato de hierro disolviendo el hierro hasta saturacion en el ácido nítrico diluido. El hierro se trasforma en sexquióxido, porque se encuentra en presencia de un exceso de oxígeno. Durante esta reaccion no se desprende hidrógeno, como sucede cuando el hierro se disuelve en el ácido sulfúrico diluído: aquí este gas se encuentra al *estado naciente* en presencia del nitrógeno y del oxígeno del ácido nítrico, que trasforma en agua y amoniaco. El líquido contendrá, pues, al mismo tiempo, nitrato de hierro y nitrato de amoniaco: en este estado se emplea con frecuencia en tintorería. Si se deja caer una gota de ácido nítrico sobre la fundicion, acero ó hierro dulce, produce una mancha negra, porque el metal se disuelve, mientras que el carbono queda como insoluble; la mancha será mas negra sobre la fundicion que sobre el acero, y mas negra todavía en este que en el hierro. Se disuelve alguna vez el hierro en el ácido nítrico diluido y se pesa el carbon que queda para apreciar aproximadamente la cantidad de carbono que existe en el metal.

387. ACETATO DE HIERRO. Puede obtenerse está sal disolviendo directamente el sexquióxido de hierro hidratado en el ácido acético. Mezclado con alcohol y éter, constituye la tintura ferruginosa de Klaproth, empleada en medicina. Se usa tambien alguna vez el acetato de hierro para ennegrecer el cuero, que es una combinacion de la piel con el tanino; el tanino, combinándose con el hierro, comunica al cuero su color negro. Se prepara para la tintorería un acetato de hierro disolviendo el orin de hierro en el ácido acético, á veces todavía impuro, obtenido en la destilacion de la madera: se le conoce con el nombre de *pirolignito de hierro*.

388. FOSFATO DE PROTÓXIDO DE HIERRO. Se prepara este fos-

fato descomponiendo el sulfato de hierro por el sulfato de sosa: se forma un precipitado blanco que se vuelve azul al aire. Algunas arcillas recien extraidas deben su coloracion azul al fosfato de protóxido de hierro hidratado que contienen. El *fosfato de sexquióxido de hierro* es blanco cuando hidratado; queda amarillo por la calcinacion; se le encuentra con frecuencia en las cenizas vegetales.

289. CLORUROS DE HIERRO. El *protocloruro do hierro* FeCl, es una sal verde que se forma cuando se disuelve el hierro en el ácido clorhídrico; el hidrógeno del ácido se desprende.

El *sexquicloruro de hierro* Fe^2Cl^3 se forma cuando se disuelve el sexquióxido de hierro en el ácido clorhídrico ó cuando se aumenta cloro á una solucion de protocloruro (186).

Cianuros de hierro.

El hierro puede combinarse con el cianógeno como se combina con el cloro; forma muchas combinaciones, de las que dos, sobre todo, son muy importantes en las artes: el azul de Prusia y el prusiato amarillo de potasa.

290. AZUL DE PRUSIA Ó FERROCIANIDO DE HIERRO. $3FeCy, 2Fe^2Cy^3$. Si se agita el óxido de hierro magnético con el ácido cianhídrico, el precipitado toma un color azul y queda insoluble: esta materia azul ha recibido el nombre de *azul de Paris* cuando está pura, y el de *azul de Prusia* cuando está mezclada con materias blancas, como la alúmina, arcilla, almidon, etc. Se puede, para mayor facilidad, representar esta sal como un cianhidrato de óxido de hierro magnético; pero sabemos que los hidrácidos forman con los óxidos metálicos sales haloideas exentas de agua (187); el azul de Prusia no es, pues, otra cosa que una combinacion del protocianuro con el sexquicianuro de hierro. Hay en su composicion una gran analogía con el óxido de hierro magnético; pero no contiene mas que 2 equivalentes de sexquicianuro para 3 de protocianuro.

El azul de Prusia no sirve solo para colorear la madera ó el papel; es frecuentemente empleado para colorear en azul las telas, el algodon y la seda. El azul de Prusia no es un veneno aunque contiene cianógeno. Sucede con frecuencia en química que dos cuerpos que separadamente no ejercen accion deletérea, forman por su combinacion un violento veneno; y recíprocamente, que dos venenos, combinándose, pierden sus propiedades nocivas. Así es que no pueden deducirse las propiedades médicas de una sustancia segun su composicion.

Experiencia. Si se humedecen con agua 4 partes de azul de Prusia puro y 1 parte de ácido oxálico, el color azul se disuelve en el ácido; la solucion, espesada con goma arábiga, puede servir de tinta azul.

Experiencia. Calentado al soplete sobre un carbon, el azul de Prusia se descompone; el cianógeno (C^2N) arde y se trasforma en ácido carbónico y nitrógeno : queda sobre el carbon un residuo rojo de sexquióxido de hierro. La mayor parte de los cianuros son tambien descompuestos por el calor.

291. FERROCIANURO DE POTASIO Ó PRUSIATO AMARILLO DE POTASA. $2KCy,FeCy+3HO$. *Experiencia.* Se calientan hasta la ebullicion 20 gramos de azul de Prusia en 120 centímetros cúbicos de agua; despues se añade potasa cáustica hasta que el color azul haya desaparecido. Se obtiene así una solucion turbia de un pardo amarillento, que se aclara por la filtracion. El líquido evaporado deja depositar cristales amarillos bajo la forma de octaedros truncados (fig. 138) que han recibido el nombre de *ferrocianuro de potasio ó prusiato amarillo de potasa.* La formacion de esta sal tiene lugar de la manera siguiente:

$$\underset{\text{Azul de Prusia.}}{3FeCy,2Fe^2Cy^3} + \underset{\text{Hidrato de potasa.}}{6(KOHO)} = \underset{\text{Prusiato amarillo de potasa.}}{3(FeCy,2KCy)} + \underset{\text{Sexquióxido de hierro.}}{2(Fe^2O^3,3HO)}$$

El potasio desaloja al hierro y da orígen al prusiato amarillo de potasa, mientras que su oxígeno y el agua forman con el hierro desalojado hidrato de sexquióxido. El prusiato amarillo de potasa cristalizado contiene tres equivalentes de

agua de cristalizacion; en este estado puede considerarse como formado de ácido cianhídrico combinado con la potasa y el protóxido de hierro; y entonces, bajo la influencia de un ácido enérgico, debe desprender el ácido cianhídrico. Esto es lo que en efecto sucede, y es generalmente descomponiendo esta sal por un ácido como se prepara el ácido cianhídrico.

El prusiato amarillo de potasa se obtuvo en un principio evaporando la sangre con la potasa: se enrojecia la mezcla sólida, y se trataba despues de fria por el agua, que disolvia el prusiato.

Hoy se verifica esta operacion en grande escala: se prepara un carbon muy nitrogenado, calcinando (en vaso cerrado, con objeto de recoger los productos amoniacales, 228) materias animales, sangre, cuernos, pieles, etc. A este carbon se mezcla carbonato de potasa y hierro, y se calienta la mezcla hasta la fusion. El nitrógeno del carbon se combina con el carbono y forma cianógeno, que se une al potasio de la potasa reducida por el carbon. Cuando se trata el producto por el agua, una parte del potasio es desalojado por el hierro; se encuentra al estado de potasa en el líquido, que deja depositar por evaporacion hermosos cristales de prusiato amarillo de potasa. Se ha llegado á combinar directamente el nitrógeno del aire con el carbon impregnado de potasa, y á producir cianuro de potasio sin el concurso de las materias animales: hay en Inglaterra fábricas en que se obtienen por este procedimiento cantidades considerables de cianuro de potasio, que se trasforma en seguida en prusiato amarillo de potasa.

292. EXPERIENCIAS CON EL PRUSIATO AMARILLO DE POTASA. *Experiencia a.* Mezclando una solucion de prusiato amarillo de potasa con otra de sulfato de sesquióxido de hierro, se obtiene un precipitado de un hermoso azul subido. La reaccion es la siguiente:

$$3(FeCy,2KCy)+2(Fe^2O^3,3SO^3)=6(KO,SO^3)+3FeCy,2Fe^2Cy^3$$

Prusiato amarillo de potasa. — Sulfato de sesquióxido de hierro. — Sulfato de potasa. — Azul de Prusia.

Experiencia b. Se vierte una solucion de prusiato amarillo de potasa en otra de sulfato de protóxido de hierro; se forma un precipitado blanco. Si se expone al aire una parte de la solucion precipitada, irá azuleando lentamente; otra parte hervida azuleará inmediatamente por la adicion de algunas gotas de ácido nítrico. Sucede en los dos casos un fenómeno de oxidacion: el ferrocianhidrato de protóxido de hierro se trasforma en ferrocianhidrato de sexquióxido; ó, con mas exactitud, el protoferrocianuro se ha trasformado en sexquicianuro de hierro. En la tintorería se sumergen primero los tejidos en un baño formado por una sal de hierro; despues se les pasa por una disolucion caliente y ligeramente ácida de prusiato amarillo de potasa.

Experiencia c. Cuando se vierte prusiato amarillo de potasa en una solucion diluida de sulfato de cobre, este metal desaloja al potasio, le cede su oxígeno y su ácido sulfúrico, y se forma un precipitado rojo de ferrocianuro de cobre. El sulfato de potasa queda en disolucion en el líquido. El prusiato amarillo de potasa goza la propiedad de precipitar la mayor parte de los óxidos metálicos: los precipitados diversamente coloreados hacen del prusiato amarillo de potasa un reactivo precioso para el análisis químico.

Experiencia d. Si se recubre de prusiato amarillo de potasa en polvo una placa de palastro calentada hasta el rojo y se sumerge rápidamente en agua, se endurece de tal modo que no no es impresionado por la lima. El carbono del cianógeno ha trasformado en acero la superficie del metal. Este procedimiento es empleado con frecuencia para acerar la superficie de los instrumentos agrícolas y darles de este modo una dureza mayor.

293. FERROCIANIDO DE POTASIO Ó PRUSIATO ROJO DE POTASA. $3KCy,Fe^2Cy^3$. En el prusiato rojo, el cianuro de potasio está combinado con el sexquicianuro de hierro, Fe^2Cy^3, en vez de suceder como en el prusiato amarillo, que está combinado con el protocianuro de hierro, FeCy. Se prepara haciendo atravesar una corriente de cloro á traves del prusiato amari-

llo. Forma un precipitado azul con las sales de protóxido de hierro (azul frances); pero no precipita las sales de sexquióxido, lo que ademas del uso que de él se hace en tintorería, ha sido la causa de emplearle como reactivo característico de las sales de protóxido de hierro.

El *sulfocianuro de potasio* precipita en rojo de sangre las sales de hierro oxidadas *ad maximum*: la coloracion se manifiesta aun cuando no haya en el líquído sino indicios de hierro. Se prepara esta sal fundiendo una mezcla de prusiato amarillo de potasa, azufre y carbonato de potasa.

Sulfuros de hierro.

294. PROTOSULFURO DE HIERRO FeS. *Experiencia.* Vertiendo ácido sulfhídrico en una solucion acidulada de sulfato de hierro, no se produce enturbiamiento alguno; pero si se sustituye el sulfhidrato de amoniaco al ácido sulfhídrico, se forma en el momento un precipitado negro de protosulfuro de hierro.

295. BISULFURO DE HIERRO Ó PIRITA MARCIAL FeS^2. Este sulfuro, llamado frecuentemente *pirita*, está muy esparcido; se le encuentra en un gran número de minerales y alguna vez tambien en la hulla. Tiene en general el color y el brillo del laton, y se presenta generalmente cristalizado en cubos (fig. 139); rara vez es blanco y prismático; en este caso es bastante duro para dar chispas con el eslabon; es muy alterable, y al calor que se desprende en su oxidacion se atribuyen los incendios espontáneos que estallan alguna vez en las minas de carbon de piedra. Si se destila la pirita, pierde una parte de su azufre y pasa al estado de pirita magnética, que absorbe rápidamente el oxigeno del aire y se trasforma en sulfato de hierro. Esta sal se extrae por la levigacion, y se separa despues por cristalizacion. Se distinguen fácilmente las sales de hierro de las de los demas metales por medio del soplete y por los precipitados que forman con los álcalis,

infusion de nuez de agalla, sulfhidrato de amoniaco ó los prusiatos.

296. CUADRO DE LAS PRINCIPALES COMBINACIONES DEL HIERRO.

HIERRO.

Carburos de hierro.

a) Hierro dulce (hierro con 0,25 por 100 de carbono).
b) Acero (hierro con 0,6 á 1 por 100 de carbono)
c) Fundicion (Hierro con 2,5 á 4 por 100 de carbono).

Sulfuros de hierro.

a) Protosulfuro de hierro (negro).
b) Bisulfuro de hierro (amarillo).
c) Pirita magnética (parda).

Óxidos de hierro.

a) Protóxido de hierro (negro).
Protóxido de hierro hidratado (blanco).
b) Sexquióxido de hierro (rojo).
Sexquióxido de hierro hidratado (pardo).
c) Óxido magnético (negro).
d) Ácido férrico (conocido solamente en combinacion con las bases).

SALES DE HIERRO.

a) *Sales de hierro oxigenadas.*

Sales á base de protóxido (verdes).	Sales á base de sexquióxido (pardas).
Sulfato de protóxido de hierro »	Sulfato de sexquióxido de hierro »
Nitrato » » »	Nitrato » » »
Carbonato » » »	
Acetato » » »	Acetato » » »
Fosfato » » »	Fosfato » » »

a) *Sales halóideas.*

Protocianuro de hierro.	Sexquicloruro de hierro.
Ferrocianuro de potasio (amarillo)	Ferrocianuro de potasio (rojo).
Ferrocianuro de cobre (rojo).	Ferrocianuro de hierro (azul).

Manganeso (Mn).

Equivalente = 27,5 ó 333,75. Densidad = 8,0.

El manganeso fué reconocido como óxido metálico por Scheele en 1774; el metal fué aislado por Gahn en 1780.

297. BIÓXIDO DE MANGANESO MnO^2. Este óxido, conocido generalmente con el nombre de peróxido de manganeso ó simplemente *manganesa*, se ha citado ya en esta obra en muchas experiencias, principalmente en la preparacion del cloro. Pierde fácilmente una parte de su oxígeno, ya se le caliente solo ó con ácido sulfúrico; 43gr.5 de bióxido de manganeso ó un equivalente, contienen 16gr de oxígeno, de los que 5 gramos pueden desprenderse por solo el calor, y 8 si se hace intervenir el ácido sulfúrico. El bióxido de manganeso es frecuentemente empleado como medio de oxidacion: en la preparacion del cloro, por ejemplo, en que el oxígeno del bióxido se combina con el hidrógeno del ácido clorhídrico para poner el cloro en libertad.

Jabon de vidrieros. En las vidrierías se emplea con frecuencia el manganeso para trasformar los vidrios verdes á base de protóxido de hierro en vidrios pardos á base de sexquióxido. Cuando el vidrio no está sino ligeramente coloreado por el protóxido de hierro, el manganeso, añadido en cantidad conveniente, le decolora por completo. Estas propiedades le han valido el nombre de *jabon de vidrieros.* Adicionado en pequeña cantidad al vidrio blanco, le comunica una tinta violada; asociado al cobalto y á una corta cantidad de púrpura de Cassio, sirve para colorear las falsas amatistas.

Experiencia. Se mezclan 20 gramos de litargirio, 20 de arcilla y 5 gramos de manganesa; despues se añade agua hasta formar una papilla clara qne se extiende sobre un lienzo. Se introduce este lienzo entre carbones incandescentes: la

mezcla que la recubre entra en fusion y produce en su superficie un barniz negro y brillante. De este modo preparan los alfareros el barniz para la porcelana comun; es negro ó pardo, segun que contiene mas ó menos manganeso.

298. MANGANESO. Si se calienta una mezcla de bióxido de manganeso y carbon en un crisol brascado, (1) el óxido de manganeso es reducido y se reune en el fondo del crisol en un boton de manganeso metálico de un blanco agrisado, quebradizo y todavía mas difícil de fundir que el hierro. El manganeso es tan duro que puede reemplazar al diamante para cortar el vidrio: es susceptible de un hermoso pulimento.

299. SULFATO MANGANOSO MnO,SO^3. *Experiencia.* Se calientan juntamente en un crisol de porcelana 10 gramos de manganesa con 5 de ácido sulfúrico; primero á una temperatura moderada, durante un cuarto de hora; despues mas fuerte, por espacio de una hora. Luego que el crisol se ha enfriado, se trata por el agua la masa negra, se filtra y se evapora á sequedad, agitando con una varilla de vidrio. La materia pulverulenta rosácea que se obtiene de esta manera es sulfato de protóxido de manganeso. Bajo la influencia del calor y el ácido sulfúrico, la manganesa ha perdido la mitad de su oxígeno y se ha trasformado en una base; el protóxido, que se ha combinado con el ácido sulfúrico. Los bióxidos tales como el de manganeso han recibido el nombre de *óxidos singulares*; no son ácidos ni básicos, pero pueden convertirse en uno ú otro absorbiendo oxígeno en presencia de una base; ó, por el contrario, perdiéndole en presencia de un ácido. En la preparacion del cloro la manganesa pierde todo su oxígeno, que es reemplazado por un equivalente de cloro; queda *protocloruro de manganeso* MnCl (150), coloreado de amarillo por el hierro. Las sales de protóxido de manganeso tienen una co-

(1) Se llaman *crisoles brascados* aquellos cuyas paredes interiores están revestidas de carbon.

loracion mas ó menos rosada debida al agua de cristalizacion ó de hidratacion; anhidras, son blancas.

300. El sulfato de manganeso que acaba de prepararse puede servir para hacer las tres experiencias siguientes, despues de haber sido disuelto en agua.

Experiencia a. Si se expone al aire una solucion de sulfato de protóxido de manganeso, se enturbia, pardea y deja depositar un precipitado pardo. La reaccion es la misma que para el sulfato de protóxido de hierro. El protóxido de manganeso absorbe el oxígeno y se trasforma en sexquióxido, y el exceso de este, que no está saturado por el ácido sulfúrico, se deposita.

Experiencia b. El amoniaco produce en una solucion de sulfato de protóxido de manganeso un precipitado blanco de *protóxido hidratado*, MnOHO, que atrae el oxígeno del aire, adquiere una tinta parda subida y se trasforma en *sexquióxido de manganeso hidratado*, $Mn^2O^3,3HO$, como el protóxido de hierro se trasforma en sexquióxido. Un pedazo de tela sumergido en una solucion de sulfato de manganeso, seco é impregnado despues de una solucion alcalina, adquiere un color pardo muy subido; este procedimiento es frecuentemente empleado en tintorería.

Experiencia c. Si se añade ácido sulfhídrico á la solucion de sulfato de protóxido de manganeso, esta sal no se alterará; formará un precipitado rojo pálido de *sulfuro de manganeso*, MnS, luego que se añada á la solucion algunas gotas de amoniaco. Esta reaccion permite distinguir fácilmente el manganeso, porque es el único metal cuyo sulfuro tiene un color de carne. Este sulfuro no se forma por simple reemplazo, sino por doble descomposicion. El sulfuro de manganeso, atacado por un ácido, desprende el ácido sulfhídrico, como el sulfuro de hierro.

301. ÁCIDOS MANGÁNICOS. El manganeso forma con el oxígeno dos ácidos: el *ácido mangánico* y el *ácido permangánico*.

Experiencia. Se mezclan íntimamente en un mortero 10 gramos de bióxido de manganeso en polvo y 10 de potasa

cáustica, que se introducen juntamente en un crisol de porcelana, en donde se les comunica un fuego fuerte durante media hora. Luego que el crisol se ha enfriado, se trata la materia por agua y se obtiene una solucion verde que se deja sedimentar para decantarla. El color verde es debido á una sal; el *manganato de potasa*. En presencia de la potasa, el bióxido de manganeso absorbe el oxígeno; de MnO^2 se convierte en MnO^3, combinacion que goza de propiedades ácidas y que forma con la potasa una sal, $KOMnO^3$.

Experiencia. Si se diluye en agua una parte de la solucion anterior y se expone al aire, el líquido pierde poco á poco su tinta verde; la adquiere violada primero, despues roja; al mismo tiempo se precipita una materia parda de bióxido de manganeso. Esta trasformacion tiene lugar bajo la influencia del ácido carbónico del aire, que se apodera de una parte de la potasa y pone el ácido mangánico en libertad. Este ácido se desdobla al momento en bióxido de manganeso y un ácido mas oxigenado, el *ácido permangánico*, $Mn^2O^7:3MnO^3 = MnO^2 + M^2nO^7$. El ácido permangánico queda combinado con una parte de la potasa y colorea el líquido en rojo.

Experiencia. La trasformacion que ha sido lenta al aire puede verificarse bruscamente por medio del ácido sulfúrico vertido gota á gota en la solucion de manganato: la potasa vuelve el color verde al líquido que ha sido enrojecido por el ácido; esta propiedad ha valido al manganato de potasa el nombre de camaleon. Los ácidos mangánicos deben colocarse entre los oxidantes mas enérgicos; abandonan fácilmente el oxígeno, al que deben sus propiedades ácidas. Una materia orgánica, madera, papel, *etc.* experimenta en ellos una combustion por via humeda; el líquido se decolora y se precipita bióxido de manganeso. Tampoco pueden estas soluciones filtrarse por papel.

302. El oxígeno forma con el manganeso seis combinaciones diferentes.

El protóxido, MnO. . . . . básico.
El sexquióxido, Mn^2O^3. . . . . básico.

El óxido intermedio, Mn^3O^4..... combinacion de los dos primeros.
El bióxido, MnO^2. . . . . óxido singular.
El ácido mangánico, MnO^3..... ácido.
El ácido permangánico, Mn^2O^7. . ácido.

Este ejemplo demuestra que el oxígeno trasforma los cuerpos tanto en ácidos como en bases. Se ve que las combinaciones oxigenadas del manganeso pueden producir una cantidad considerable de sales diferentes, en las que los óxidos inferiores harán el papel de bases, y los óxidos superiores el de ácidos.

Cobalt o (Co) y Nickel (Ni).

Equivalente = 29,5 ó 368,6 Equivalente = 29,5 ó 869,3.

Densidad = 8,5 Densidad = 8,8

El cobalto fué descubierto por Brandt en 1733; el nickel por Cronsted en 1751.

303. COBALTO Y NICKEL. Hubo un tiempo en que los mineros atribuian el éxito ó el mal resultado de sus operaciones á espíritus que creian habitaban el centro de las montañas. En las minas de Schneeberg, en el Harz, se encontraba un mineral brillante, pesado y parecido á la plata; sin embargo, este mineral no daba plata; se reducia á una ceniza gris, esparciendo un olor aliáceo muy desagradable. Esta contrariedad se creia procedia de la influencia de dos espíritus malos, el *Cobold* y el *Nickel*, y se designaban con estos nombres los minerales dichos, entonces sin uso. Despues se descubrió en ellos la propiedad de colorear el vidrio en azul; hoy se les busca cuidadosamente porque se extraen de ellos dos metales: el cobalto, por medio del cual se colora el vidrio y la porcelana en azul, y sirve para la fabricacion de hermosos colores azules; y el nickel, que da al laton el color y aspecto de la plata. Si en otro tiempo no se llegó á extraer el cobalto y

nickel de sus minerales, es que la temperatura de los hornos no era bastante elevada para fundirlos; el olor aliáceo procedia del arsénico que acompaña siempre á los minerales de cobalto.

304. ESMALTE. En el dia se benefician los minerales arseníferos de cobalto y niquel del modo siguiente: Se tuestan en un horno de reverbero hasta que el arseniuro de cobalto se haya descompuesto y trasformado en óxido de cobalto; se mezcla entonces con arena y potasa, para fundirle en crisoles de barro. Se forma un vidrio, en el cual se disuelve el óxido de cobalto, comunicándole un color azul muy subido, mientras que el arseniuro de nickel, plata y bismuto, que se hallan en el mineral, se reunen en el fondo del crisol bajo la forma de un boton metálico. Se divide el vidrio azul por medio de la proyeccion en agua fria cuando está en fusion, con objeto de poder reducirlo fácilmente á polvo en los molinos. El color que resulta de esta operacion es conocido con el nombre de *esmalte*. Ademas de la coloracion de los vidrios y porcelana, el esmalte se emplea en pintura para el azulado de papeles y tejidos.

305. ARGENTAN Ó MAILLECHORT. (1) Se hace uso del boton que se forma en el fondo del crisol durante la fabricacion del azul de cobalto para la fabricacion del *maillechort*, aleacion formada de 2 partes de cobre, 1 de cinc y 1 de nickel; es muy ductil y posee, cuando es nuevo, el color y brillantez de la plata, que el uso le hace perder. Esta aleacion es muy empleada para la fabricacion de cucharas y algunos utensilios.

306. El cobalto y el nickel, que es el mas duro de los metales despues del manganeso, tienen una gran analogía con el hierro, ya sea al estado metálico ó en combinaciones; pero se oxidan con mas dificultad. El cobalto y el nickel tienen próximamente la misma densidad; su equivalente es el mis-

(1) La palabra *maillechort* no tiene una verdadera equivalencia española: se deriva de Maillot y Charlier, que fueron los inventores de esta aleacion. (*N. del T.*)

mo y se encuentran siempre asociados; con el hierro son los tres únicos metales atraibles por el iman. El nickel está asociado á las masas meteóricas que caen alguna vez sobre la tierra.

307. ÓXIDOS DE COBALTO Y NICKEL. Cada uno de estos metales forma con el oxígeno un protóxido y un sexquióxido.

El *protóxido de cobalto*, CoO, es verde oliva; hidratado ó en disolucion, es de color rosa; el *sexquióxido de cobalto*, Co^2O^3, es negro. Se emplean estos dos óxidos en la pintura sobre vidrio y porcelana.

El *protóxido de nickel*, NiO, es de un gris verdoso; hidratado, es verde manzana; el *sexquióxido de nickel*, Ni^2O^3, es negro. La *chrysoprasa* es cuarzo coloreado en verde por el protóxido de nickel.

308. Las *sales de protóxido de cobalto* son rojas ó rosáceas; la solucion de nitrato de cobalto sirve con frecuencia para reconocer la alúmina en los ensayos al soplete (262); el *protocloruro de cobalto* se emplea como tinta simpática; se vuelve azul por la desecacion, y presenta una tinta rojiza casi imperceptible cuando adquiere de nuevo su agua. El protóxido de cobalto forma con el ácido fosfórico y el ácido arsenioso sales rojas insolubles que se emplean en la pintura sobre vidrio y porcelana. Las sales de protóxido de nickel están coloreadas de amarillo claro.

El ácido sulfhídrico no tiene accion sobre las sales de cobalto y nickel como sobre las de hierro; el sulfhidrato de amoniaco precipita estos metales al estado de sulfuros negros.

Zinc (Zn).

Equivalente = 32,75 ó 408,37. Densidad = 6,8.

Empleado puro desde 1750, sirve desde hace largo tiempo para la preparacion del laton.

309. PROPIEDADES DEL ZINC. Apenas hace un siglo no se

empleaba el zinc mas que en la preparacion del laton; desde que se ha llegado á laminar y á estirar en hilos, sirve para una porcion de usos á los que antes se destinaban el plomo, el hierro y el cobre; así es que se hacen de él clavos, vasijas, cubiertas de techumbres, etc., porque es á la vez mas ligero que el plomo, mas barato que el cobre y mas inalterable que el hierro. El zinc se encuentra en general en las artes laminado en hojas; se parte con facilidad en frio; la fractura es cristalina y brillante; su color es blanco azulado.

310. EXPERIENCIAS SOBRE LAS PROPIEDADES Y OXIDACION DEL ZINC.

Experiencia a. Una placa de zinc brillante, expuesta al aire, se cubre de una capa gris y mate; esta capa, muy superficial, está formada de óxido de zinc.

Experiencia b. Si se expone un pedazo de zinc al aire húmedo, se cubre de una capa blanca de óxido de zinc hidratado. En el hierro la oxidacion se propaga con rapidez al interior del metal; no sucede lo mismo en el zinc, cuya oxidacion es mas superficial, ó al menos incomparablemente mas lenta que la del hierro; tambien este último resiste mucho menos que el zinc á los agentes atmosféricos. Frecuentemente se recubre el hierro de una capa de zinc para preservarle de la oxidacion; se dice entonces que está *galvanizado*. El óxido de zinc atrae el ácido carbónico del aire, y se forma en la superficie del metal una combinacion de óxido de zinc hidratado y carbonato de zinc.

Experiencia c. Si se mantiene un pedazo de zinc en la llama de una lámpara de alcohol hasta que empieza á oirse un ligero silbido cuando se toca con un cuerpo húmedo, podrá laminarse como el plomo mientras permanezca caliente. El zinc goza de la singular propiedad de ser quebradizo en frio, maleable de 100 á 150°, y volverse quebradizo de nuevo hacia 200°; por cima de esta temperatura puede fácilmente reducirse á polvo. Despues de descubiertas estas propiedades ha sido cuando se ha podido trabajar el zinc, laminarle y estirar en hilos.

Experiencia d. Próximamente á los 360°, el zinc se liquida; puede fácilmente operarse la fusion en una cuchara de hierro á la lámpara de alcohol. El zinc fundido se cubre de una capa delgada é irisante de *protóxido de zinc*, ZnO, que se hace rápidamente espesa y amarilla; por el enfriamiento queda perfectamente blanca y no conserva la tinta amarilla mas que cuando contiene óxido de hierro.

Experiencia e. En algunas operaciones, pero sobre todo en la preparacion del hidrógeno, se usa el zinc en *granalla*, que se obtiene fácilmente vertiendo el zinc fundido en el agua fria á traves de una escoba húmeda que se agita para dividir el zinc é impedir que se adhiera á ella (fig. 140). Puede obtenerse del mismo modo la granalla de plomo, estaño, bismuto, y en general de los metales muy fusibles.

Experiencia f. A una temperatura elevada, el zinc se volatiliza y arde con una llama azulada. Para esto basta calentar el zinc entre ascuas de carbon. La experiencia puede hacerse al soplete, calentando sobre un carbon un pedazo de zinc: este último se cubre de una masa esponjosa de óxido, de donde parten de tiempo en tiempo una especie de relámpagos azules producidos por el vapor de zinc que se quema, porque el óxido no es volátil, como se ve por el que se ha fijado sobre el glóbulo de zinc. Este óxido es conocido con los nombres de *blanco de zinc ó flores de zinc*. Se prepara: 1.°, oxidando directamente el vapor de zinc como acabamos de decir; 2.°, descomponiendo el sulfito de zinc por el calor; 3.°, descomponiendo el nitrato ó carbonato de zinc por el calor. Cualquiera que sea el procedimiento por el cual se haya obtenido, este óxido es siempre blanco: los dos primeros métodos dan un óxido de zinc ligero y esponjoso; el último le suministra menos dividido y mas denso. El óxido de zinc reemplaza hoy, y en muchas circunstancias con ventaja, al blanco de cerusa en la pintura al óleo; no se ennegrece por el hidrógeno sulfurado. El zinc no forma mas que un óxido.

311. COMBINACIONES FORMADAS POR EL ZINC. Los ácidos diluidos atacan rápidamente el zinc del comercio (el zinc puro

es atacado con mucha mas lentitud): se produce un desprendimiento de hidrógeno, mientras que el óxido de zinc se combina con el ácido para formar una sal. El hidrógeno preparado por este procedimiento es mucho mas puro que el que se obtiene por medio del hierro; así es que se emplea generalmente el zinc con este objeto. Si nos valemos del ácido sulfúrico, se obtiene por evaporacion del líquido la sal de zinc mas conocida; el *sulfato de zinc.*

312. SULFATO DE ZINC, ZnO,SO^3+7HO. El sulfato de zinc cristaliza en prismas romboidales (fig.141) incoloros, que contienen cerca de la mitad de su peso de agua de cristalizacion; suele llamársele *vitriolo blanco*, y se sustituye con frecuencia al sulfato de cobre para el encalado de los trigos. Se usa en farmacia para preparar lociones antioftálmicas. El sulfato de zinc se obtiene con facilidad cristalizado, evaporando el residuo de la obtencion del hidrógeno. La materia negra que se deposita en este caso en el fondo del vaso es carbon que se ha combinado con el zinc durante el tratamiento metalúrgico. El sulfato de zinc se descompone por el calor; es un veneno como todas las sales de zinc, que determinan vómitos cuando son ingeridas en el estómago. Las propiedades tóxicas del zinc deben proscribir su uso en la economía doméstica, tanto mas cuanto que el óxido de zinc no es totalmente insoluble. Los mejores antídotos contra las sales de zinc son la leche, la clara de huevo y el café.

Experiencias con el sulfato de zinc ó las demas sales de zinc. Experiencia a. Si se añade amoniaco ó potasa cáustica á una solucion de sulfato de zinc, ó en general de cualquiera sal de zinc, se forma un precipitado blanco de óxido de zinc hidratado, soluble en un exceso de reactivo.

Experiencia b. En una solucion de sulfato de zinc á la que se añade sulfhidrato de amoniaco, se forma un precipitado blanco de *sulfuro de zinc.* No siendo de este color ningun sulfuro metálico, puede servir este carácter para distinguir el zinc. El sulfuro de zinc natural forma uno de los minerales de zinc mas importantes; es entonces amarillo ó pardo, y se

llama *blenda*. Este sulfuro, tostado, se trasforma en sulfato de zinc, que puede obtenerse por lixiviacion y evaporacion como el sulfato de hierro.

Experiencia c. Un carbonato alcalino produce en una solucion de zinc un precipitado blanco de carbonato de zinc hidratado. Esta sal pierde la mitad de su ácido carbónico si se deseca despues de haberla lavado: el calor la hace perder el resto de su ácido carbónico y la transforma en óxido de zinc, preparado, como se dice, por via humeda.

Cloruro de zinc. El zinc se disuelve en el ácido clorhídrico diluido como en el ácido sulfúrico. Por evaporacion se obtienen cristales de cloruro de zinc hidratado, que pierden su agua de cristalizacion por el calor y se transforman en cloruro anhidro blanco, llamado en otro tiempo *manteca de zinc*, por su consistencia grasa. El cloruro de zinc unido al óxido de zinc forma un oxicloruro de gran dureza (mastic Sorel); los dentistas le utilizan ventajosamente para los empastes.

313. CARBONATO DE ZINC. El carbonato de zinc se encuentra al estado nativo; es, juntamente con el sulfuro, el único mineral de zinc esplotado. Se encuentra en abundancia, sobre todo, en Silesia, en la Westphalia y en Bélgica; ha recibido el nombre de *calamina*, y se presenta blanco ó rojo.

314. METALURGIA DEL ZINC. Para extraer el zinc de la blenda ó de la calamina, se somete el mineral á la tostacion con objeto de descomponer el sulfuro ó de eliminar el ácido carbónico: se obtiene así el óxido de zinc, que se reduce por medio del carbon. Esta reduccion no puede tener lugar en vasos abiertos, porque el zinc se volatilizaria y se combinaria con el oxígeno del aire. Hay, pues, necesidad de operar en vasos cerrados, de donde el zinc sale al estado de vapor. Los aparatos de que se hace uso son cilindros de arcilla refractaria (método belga), muflas (fig. 142) ó crisoles cerrados, provistos en su parte inferior de un tubo de hierro que da salida al vapor de zinc (método ingles). La figura 142 representa una mufla, *M*, que sirve para la destilacion del zinc, tiene su tubo de desprendimiento, *b*,*c*,*d*, que da salida al gas al mismo tiem-

po que al vapor de zinc, que se condensa en él ya en parte al estado líquido. El zinc, así obtenido, se separa del óxido, la *cadmia*, que casi siempre le acompaña, y se funde en placas. El zinc del comercio contiene siempre una pequeña cantidad de hierro y plomo; si la proporcion de este último metal se eleva á 1 ½ por 100, el zinc se hace quebradizo y no puede laminarse.

Cadmio (Cd).

Equivalente = 55,75 ó 696,77. Densidad = 8,6.

Descubierto por Stromeyer y Hermann en 1818.

315. El cadmio es un metal raro; goza de propiedades análogas á las del zinc, al que con frecuencia acompaña en los minerales; se elimina en el tratamiento y se deposita con el óxido de zinc para formar la cadmia. El cadmio es mas ductil en frio que el zinc; se distingue de él ademas porque en disolucion forma con el ácido sulfhídrico un precipitado amarillo de *sulfuro de cadmio*, CdS, empleado en pintura, mientras que el zinc no es precipitado por el hidrógeno sulfurado y da un precipitado blanco por el sulfhidrato de amoniaco.

El ioduro de cadmio ha sido empleado con éxito en medicina para el tratamiento de los tumores escrofulosos; se usa tambien en fotografía.

Estaño (Sn, de la palabra latina *stannum*).

Equivalente = 59 ó 737,5. Densidad = 7,3.

Conocido desde la mas remota antigüedad.

316. El estaño hace parte de un pequeño número de metales que eran conocidos en la antigüedad. Se funde á 230°; su

mineral se encuentra en algunos puntos mezclado con la arena que cubre el suelo; era, por consiguiente, fácil de encontrar y de separarle. Las formaciones de estaño mas importantes se encuentran en Alemania, en Inglaterra (Cornuailles) y las Indias. La propiedad que tiene el estaño de ser poco alterable al aire, muy ductil y muy fusible, hacen de él un metal precioso para las artes y usos domésticos. Se usa para soldar algunos metales entre sí (estañado); se hace uso de él para utensilios de cocina, cuyo uso se ha hecho menos frecuente desde que la loza, la porcelana y el vidrio han descendido á precios tan módicos. En las artes, por el contrario, su uso ha adquirido gran extension. En otro tiempo, cuando todavía se conocian muy pocos metales, los alquimistas les dieron nombres de divinidades; el estaño recibió el de *Júpiter*.

317. OXIDACION DEL ESTAÑO. *Experiencia.* Si se calienta un fragmento de estaño al soplete sobre un carbon, se cubre de una materia amarilla pulverulenta que queda blanca por el enfriamiento: es el *bióxido de estaño ó ácido estánnico*, SnO^2 (pótea de estaño). Está compuesto de un equivalente de estaño combinado con dos equivalentes de oxígeno. Este óxido es insoluble en los ácidos, é infusible. Se obtiene en polvo tan tenue que alguna vez se emplea para pulimentar el vidrio y los metales.

El óxido de estaño, insoluble, se encuentra cristalizado en la naturaleza. Se hallan filones en las rocas de Sajonia y Bohemia; mezclado con arena ó en terrones de aluvion, en Inglaterra. Es el único mineral de estaño que se ha esplotado; se halla en general asociado al hierro y al arsénico.

Experiencia. Se funden un gramo de estaño y cuatro de plomo sobre un carbon á la llama del soplete; estos dos metales se unen y forman una aleacion. Si se calienta esta aleacion hasta el rojo se oxida con rapidez, y la reaccion es tan enérgica que continúa aun despues de separada del fuego. Así es como los alfareros preparan el esmalte de que recubren la loza. La mezcla de los óxidos de estaño y plomo, recubierta su superficie con bórax y fundida en el extremo de un hilo

de platino (fig. 143), forma un glóbulo blanco, opaco, que tiene el aspecto de la porcelana (esmalte), porque el ácido estánnico es insoluble en el bórax.

318. SOLDADURA. Los plomeros se sirven de aleaciones de estaño y plomo para hacer las soldadnras que no han de exponerse á una elevada temperatura. Entre estas aleaciones, la mas fusible está compuesta de 2 partes de estaño y 1 parte de plomo. Para soldar los objetos que no exigen elegancia, los canalones, por ejemplo, usan una aleacion compuesta de 2 partes de plomo y 1 de estaño; esta soldadura es un poco menos fusible que la anterior. Para hacer las soldaduras que deben resistir á temperaturas elevadas, se usa el laton ó aleaciones análogas poco fusibles.

Los fundidores de estaño añaden casi siempre una pequeña cantidad de plomo al estaño, porque este metal, siendo puro, es algo quebradizo y no llena exactamente los moldes. En muchos paises hay en la relacion dicha una tolerancia que varía de $\frac{1}{9}$ á $\frac{1}{10}$ de plomo. Si se vierte un ácido sobre una aleacion de esta especie, solo el estaño es atacado, al paso que el plomo queda inalterable.

319. COMBINACIONES DEL ESTAÑO. El mejor disolvente del estaño es el ácido clorhídrico, cuyo cloro forma con aquel dos combinaciones.

Protocloruro de estaño $SnCl+2HO$. *Experiencia.* Se coloca estaño en hojas, en dos cápsulas de porcelana, en una de las cuales se vierte ácido clorhídrico. Despues de algunas horas se decanta este ácido y se vierte en la segunda cápsula, se traslada de nuevo á la primera, y así alternativamente á fin de poner el estaño en contacto con el aire, del que absorbe el oxígeno para formar un óxido que el ácido clorhídrico disuelve al momento. El protocloruro de estaño cristaliza en prismas romboidales evaporando convenientemente el líquido; esta sal es muy ávida de oxígeno, mas todavia que las sales de hierro *ad minimum*, porque se emplea en tintorería para reducir las sales *ad maximum*. Sirve con frecuencia tambien como mordiente; es un veneno cuyo mejor antídoto es

la leche. Expuesto al aire, el protocloruro de estaño absorbe el oxígeno y se separa del óxido de estaño, que enturbia la disolucion; la adicion de ácido clorhídrico devuelve al líquido su primitiva trasparencia.

320. PROTÓXIDO DE ESTAÑO SnO. *Experiencia.* Si se añade amoniaco al protocloruro de estaño, se forma un precipitado blanco de *protóxido de estaño hidratado.* Hirviendo el líquido durante algun tiempo, pierde el óxido su agua, queda anhidro y adquiere un color negro. Se lava rápidamente con agua y se seca para impedir la absorcion del oxígeno del aire. El protóxido de estaño seco, calentado al soplete, arde como la yesca y se trasforma en bióxido ó ácido estánnico.

321. *Bicloruro de estaño.* $SnCl^2$. *Experiencia.* Si se añade agua de cloro á una solucion de protocloruro de estaño hasta que el olor de cloro persista en el líquido, se trasforma todo el protocloruro en *bicloruro.* Esta sal se obtiene tambien directamente por la disolucion del estaño en el agua regia. El bicloruro de estaño anhidro es líquido; esparce al aire vapores blancos; se llamaba en otro tiempo *licor fumante de Libavio*, del nombre de su descubridor. Esta sal atrae la humedad del aire y se solidifica hidratándose; se emplea como mordiente en tintorería, frecuentemente con el nombre de *oximuriato de estaño.* Añadiendo amoniaco al bicloruro de estaño, precipita el ácido estánnico, que se distingue del que se ha obtenido anteriormente (317) en que es muy soluble en los ácidos. El protóxido y el bióxido de estaño forman con las bases combinaciones en las que hacen el papel de ácidos.

322. PÚRPURA DE CASIO. *Experiencia*, Si se añaden algunas gotas de cloruro de oro á una solucion muy diluida de protocloruro de estaño, se forma un precipitado purpúreo, compuesto de oro, estaño y oxígeno. Este precipitado ha recibido el nombre de *púrpura de Casio*; se hace uso de él para obtener un hermoso color de púrpura en la pintura sobre vidrio y porcelana. Esta reaccion es característica para el protocloruro de estaño; el bicloruro no experimenta en este caso alteracion alguna.

323. *Experiencia.* Si se añade protocloruro ó bicloruro de estaño á una infusion de leño de Lima, el color amarillento de la infusion se trasforma en rojo purpúreo. Estas sales obran de la misma manera sobre otros muchos colores; generalmente se emplean en tintorería para aumentar el brillo de algunos colores.

324. ÁCIDO METASTÁNNICO. SnO^2. El estaño es fuertemente atacado cuando se calienta con ácido nítrico: se trasforma en una materia blanca que no es otra cosa que bióxido de estaño hidratado ó ácido estánnico, con el cual no puede el ácido nítrico entrar en combinacion. Es insoluble en los ácidos diluidos; se le ha llamado ácido metastánnico para distinguirle del anterior (321). El bióxido de estaño experimenta, pues, tres modificaciones isoméricas: obtenido por via seca es insoluble en los ácidos; preparado por medio del ácido nítrico es insoluble en los ácidos diluidos; precipitado del bicloruro de estaño es muy soluble en los ácidos.

325. SULFUROS DE ESTAÑO, *Experiencia.* El ácido sulfhídrico produce en una solucion de protocloruro de estaño un precipitado pardo rojizo de *protosulfuro de estaño* SnS; en una solucion de bicloruro, un precipitado amarillo de *bisulfuro de estaño* SnS^2. Es fácil ver que el azufre sustituye en los dos casos al cloro, equivalente por equivalente.

Protosulfuro de estaño. SnS. *Experiencia.* El protosulfuro de estaño se obtiene tambien por via seca. Puede prepararse de la manera siguiente: se envuelven $2^{gr},5$ de flor de azufre en una hoja de estaño de 5 gramos de peso; ambas sustancias se introducen en un tubo de ensayo y se calienta. Una parte del azufre se quema, mientras que la otra se combina con el estaño y se forma en el fondo del tubo una masa parda, brillante, de protosulfuro de estaño. Para separarla se moja el tubo cuando todavía está caliente, se rompe, y el sulfuro se desprende de él; pesa próximamente 6 gramos.

Bisulfuro de estaño. SnS^2. *Experiencia.* Se reducen á polvo fino los 6 gramos de protosulfuro obtenidos anteriormente; se les añade $1^{gr},5$ de azufre y 3 gramos de sal amo-

niaco. Cuando la mezcla es bien íntima, se la coloca en una sublimatoria (fig. 144), donde se calienta en baño de arena durante hora y media. Se obtiene el bisulfuro de estaño bajo la forma de escamas amarillas brillantes, que se han llamado *oro musivo* ú *oro de Judea*. Se emplea para broncear los yesos y tierras cocidas y para dorar sobre madera; se hace tambien uso de él para extenderlo en las almohadillas de la máquina eléctrica. La sal amoniaco se sublima durante la operacion y se fija en la parte superior de la sublimatoria; no experimenta modificacion alguna en el trascurso de la preparacion.

326. METALURGIA DEL ESTAÑO. El procedimiento de extraccion del estaño es muy sencillo; se pulveriza el mineral para separar la ganga ó las arenas por locion. El mineral (óxido de estaño), lavado, se somete á la tostacion para volatilizar el arsénico y oxidar el hierro; despues se reduce por el carbon en altos hornos especiales, el estaño sale por la parte inferior á medida que es reducido. El estaño de Sajonia se presenta en el comercio bajo la forma de placas; el estaño ingles en barras. El estaño siempre contiene restos de metales extraños y un poco de arsénico que no le favorece para los usos económicos. El estaño es muy fusible; cuando se dobla, se oye un ruido llamado *grito del estaño*, debido probablemente á la ruptura de cristales interiores. Es fácil demostrar la cristalizacion del estaño sobre el hierro estañado.

Moaré metálico. Experiencia. Se calienta una placa de hojadelata en una lámpara de alcohol (fig. 145) hasta que el estaño se haya fundido; se humedece entonces con agua, fria con objeto de solidificar rápidamente el estaño. La superficie del metal aparecerá gris y pulimentado; pero se verán sobre ella aparecer bellos trozos cristalinos, si se pasa sucesivamente sobre la placa una esponja impregnada en agua regia diluida y otra en una lejía de potasa. Estos líquidos disuelven el óxido de estaño y el estaño que recubrian la superficie cristalina, y la ponen al descubierto.

327. ESTAÑADO. *Experiencia.* Hemos visto (229) cómo se

llegó á recubrir el cobre y el laton de una capa de estaño. Este estañado se verifica tambien por via húmeda. Se hierve estaño en hojas ó en granalla en una solucion de bitartrato de potasa; se introducen despues en ella objetos de cobre ó de laton bien *limpios* (es decir, privados de la capa superficial de óxido), y se someten á la ebullicion durante media hora. El tartrato de potasa disuelve cierta cantidad de estaño, que se precipita en la superficie del cobre ó del laton, que son mas electro-positivos. Se emplea con frecuencia este medio para estañar ligeramente los objetos pequeños, tales como los alfileres.

Experiencia. Si se deja vinagre durante 24 horas, ó solamente una noche, en un vaso de estaño ó estañado, el cloruro de oro forma con dicho vinagre un precipitado purpúreo, indicio exacto de que ha disuelto algo de estaño. Los compuestos de estaño no son venenos tan enérgicos como los de cobre ó plomo; son, sin embargo, nocives; así es que no deben tenerse mucho tiempo los alimentos ácidos en vasos de estaño ó estañados.

La *falsa plata batida* está formada por una aleacion de estaño y zinc, reducido por medio del martillo á láminas de muy poco espesor.

Urano (U).

Equivalente = 60 ó 750. Densidad = 18,4.

El urano fué descubierto por Klaproth en 1789; M. Peligot lo ha aislado por primera vez en 1842.

328. El urano es un metal bastante raro; se le extrae de un mineral llamado *pechblenda* ó *uranpecherz* en Alemania, en donde es bastante abundante. Con este mineral se prepara el *uranato de amoniaco*, llamado con frecuencia en el comercio *óxido de urano*, y sirve para colorear en negro la porcelana, porque descomponiéndose, deja protóxido de urano, que produce

sobre la porcelana un color negro muy permanente. Los vidrieros emplean mucho el uranato ácido de sosa para la colòracion de los vidrios, á los que comunica el sexquióxido de urano un color amarillo verdoso: se emplea tambien el sexquióxido de urano para preparar algunos colores amarillos en la pintura sobre porcelana.

Las sales de *protóxido de urano* son en general verdes; los álcalis determinan en ellas un precipitado negro de óxido hidratado. Las sales de *sexquióxido* son amarillas, y precipitan en amarillo por los álcalis; el precipitado es en este caso un uranato alcalino.

Nos contentaremos solo con mencionar el *cerio*, el *lantano* y el *didimo*.

RESÚMEN.

1.° Los metales de este grupo tienen la propiedad de descomponer el agua bajo la influencia del calor ó en presencia de un ácido; se disuelven en los ácidos diluidos.

2.° Sus óxidos inferiores son en general bases enérgicas; sus óxidos superiores son para la mayor parte ácidos.

3.° Alguno de estos metales no se encuentra al estado nativo en la naturaleza: generalmente están combinados con el oxígeno.

4.° La densidad de estos metales (excepto el urano) varía de 6,6 á 8,8.

5.° El hierro, el manganeso, el cobalto y el nickel, no son precipitados de sus disoluciones por el sulfido hídrico; lo son al estado de sulfuro por el sulfhidrato de amoniaco ó los sulfuros alcalinos (los demas metales pesados son precipitados por el sulfido hídrico). Se ha utilizado esta propiedad para separar en el análisis los metales electro-positivos de los electro-negativos.

SEGUNDO GRUPO DE METALES PESADOS.

Plomo (Pb).

Equivalente = 103,5 ó 1294,5. Densidad = 14,44.

Conocido desde la mas remota antigüedad.

329. Despues del hierro, el plomo es uno de los metales mas esparcidos: ademas de las cámaras de plomo, la fabricacion de las balas, de los perdigones y otra porcion de usos, este metal es todavía muy útil por su intervencion en algunas combinaciones. Los compuestos de plomo son venenos enérgicos; frecuentemente no ejercen su accion sino al cabo de algun tiempo (cólicos saturninos). Las propiedades físicas del plomo, su brillo, su fusibilidad, su ductilidad etc., son demasiado conocidas para tratar de insistir en ellas. El plomo, cuando está fundido, posee la propiedad de disolver otros metales, tales como el oro, la plata, etc. Esta propiedad de devorar los demas metales, es lo que indujo á los alquimistas á denominarle *Saturno*.

330. EXPERIENCIAS CON EL PLOMO. *Alteracion del plomo en el agua. Experiencia.* Si se sumerge una lámina de plomo brillante en un vaso lleno de agua destilada ó de lluvia, y otra lámina en un vaso lleno de agua de fuente, el agua destilada se enturbia y tiene en suspension una pequeña cantidad de carbonato de plomo, mientras que el agua de fuente queda perfectamente limpia, sin embargo de contener materias salinas tales como los sulfatos ó cloruros. Fórmase en este caso en la superficie del plomo un compuesto insoluble y adherente de una sal de plomo que preserva el resto del metal de la accion del agua. Esto explica por qué el plomo de las cañerías del agua no es perjudicial y dura mucho mas tiempo,

mientras que este mismo metal empleado para la confeccion de depósitos de agua de lluvia y para cubrir edificios se altera con rapidez.

331. OXIDACION DEL PLOMO. *Experiencia.* Un fragmento de plomo calentado al soplete sobre un carbon, entra en fusion á 330° y empieza á recubrirse de una capa gris de óxido en el cual se trasforma todo él. Es un *subóxido de plomo*; Pb^2O, el mismo que recubre el plomo expuesto al aire húmedo. Si se continúa calentando, el subóxido se trasforma en un polvo rojo anaranjado de *óxido de plomo* PbO, que entra en fusion y deja despues del enfriamiento una masa laminosa de óxido fundido ó *litargirio*. El litargirio podrá de nuevo trasformarse en plomo á la llama de reduccion del soplete. Este carácter, así como el color del litargirio, permite distinguir fácilmente el plomo de los demas metales. Cuando el óxido de plomo ha sido obtenido por la descomposicion del carbonato y no ha experimentado fusion, queda al estado de polvo amarillo y recibe el nombre de *massicot*.

El litargirio es muy empleado en las artes: ya se ha visto que sirve en la fabricacion de los cristales, barnices de loza, y en la preparacion del acetato de plomo; se utiliza ademas en la fabricacion del minio, del albayalde, y para hacer mas secantes los aceites que ya lo son. El litargirio contiene alguna vez pequeñas cantidades de cobre, de hierro y aun de plata; veremos en la preparacion de la plata cómo se obtiene en grande.

Si se funde litargirio en un crisol, forma una masa vítrea despues del esfriamiento, porque se ha combinado con la sílice del crisol, que el litargirio fundido taladra frecuentemente al cabo de un instante.

332. ÓXIDO SALINO DE PLOMO Ó MINIO. Pb^3O^4. *Experiencia.* Se calienta en una cuchara una mezcla de 12 gramos de litargirio con 3 de clorato de potasa: queda un polvo rojo, mezclado con cloruro potásico; se separa este último por medio de la locion. Se obtiene el mismo producto calentando durante largo tiempo el litargirio al aire sin que llegue á fundirse.

Este polvo rojo, llamado *minio*, es un óxido salino de plomo, $Pb^3O^4 = ZPbO, PbO^2$. Se emplea mucho en la pintura al óleo y en la preparacion de los mastics.

333. BIÓXIDO DE PLOMO Ó ÁCIDO PLÚMBICO. PbO^2. *Experiencia.* Si se trata el minio por el ácido nítrico, el protóxido de plomo se disuelve, mientras que el bióxido de plomo, PbO^2, queda. Este óxido hace el papel de ácido con las bases enérgicas; su color ha sido la causa de que se denomine *óxido pardo de pulga.*

334. SALES DE PLOMO. El ácido nítrico es el mejor disolvente del plomo; los ácidos sulfúrico, fosfórico y clorhídrico, no pueden disolverle fácilmente, porque forman con el óxido de plomo sales insolubles. En general se preparan las sales de plomo con el litargirio, que es fácil de obtener y se encuentra preparado en las artes. Las sales de plomo tienen un sabor azucarado que llega á ser estíptico.

Nitrato de plomo. $PbONO^5$. Esta sal es poco soluble en agua fria; ya hemos visto cómo se prepara (160). El *silicato de plomo* entra en la composicion del cristal y en muchos barnices de loza. El *fosfato de plomo* se encuentra alguna vez en la naturaleza en cristales verdes; constituye un mineral de plomo.

335. SULFATO DE PLOMO. $PbOSO^3$. Esta sal se obtiene con facilidad por desalojamiento ó por doble descomposicion (173), segun que se añada á una solucion de plomo ácido sulfúrico ó un sulfato soluble. El sulfato de plomo enturbia un líquido que no contenga mas que indicios de plomo; en este estado es como de ordinario se precipita el plomo para dosizarle. Se obtiene el sulfato de plomo como producto accesorio en la fabricacion del acetato de alúmina por medio del acetato de plomo y el alumbre (262). Se usa en la fabricacion de los papeles blancos, de los pintados, así como para la purificacion del gas del alumbrado.

336. CLORURO DE PLOMO. PbCl. Se hierven durante algun tiempo 5 gramos de litargirio con 20 de ácido clorhídrico y 20 de agua: el líquido, decantado en caliente, deja depositar

por enfriamiento cristalitos brillantes de cloruro de plomo; esta sal es muy poco soluble en agua; fundido se trasforma en una masa trasparente que se llamaba en otro tiempo *plomo córneo.*

Experiencia. Si se calientan en una cuchara 16 gramos de litargirio con 2 gramos de sal amoniaco, se forma una combinacion de cloruro y óxido de plomo, un *oxicloruro* de un hermoso color amarillo empleado en pintura. Segun las proporciones en que se han mezclado las dos sustancias, se obtienen coloraciones diferentes, conocidas con los nombres de *amarillo de Paris, amarillo mineral, amarillo Turner, amarillo de Verona, amarillo de Cassel.*

El *ioduro de plomo* forma escamitas de un hermoso color amarillo de oro; se emplea en la fabricacion de las flores artificiales.

337. ACETATO DE PLOMO. $PbO,\overline{A}+3HO$. Para preparar esta sal se disuelve el litargirio en el ácido acético: cristaliza en prismas de cuatro caras (fig. 146). Se le llama con frecuencia en las artes *sal de Saturno.* Los cristales de acetato de plomo son alguna vez parcialmente descompuestos por el ácido carbónico del aire; la solucion es en este caso turbia pero bastan algunas gotas de ácido acético para aclararla.

Subacetato de plomo. $3PbO,\overline{A}$. Se obtiene poniendo en digestion en 30 partes de agua 10 de acetato y 7 de litargirio. Disuelto en agua de fuente, forma el *agua de Goulard* ó *agua blanca.* La solucion es lechosa, porque los carbonatos y el ácido carbónico del agua precipitan una parte del óxido de plomo al estado de carbonato.

338. TARTRATO DE PLOMO. *Experiencia.* Cuando se vierte en una solucion de 5 partes de ácido tartárico otra de 12 partes de acetato de plomo, se forma un precipitado blanco de tartrato de plomo insoluble en agua; puede lavarse y secarse.

Experiencia. Se llena hasta la tercera parte un matracito con tartrato de plomo seco, preparado del modo dicho, y se calienta en baño de arena (fig. 144) hasta que no se desprenda gas ni vapor alguno, principalmente óxido de car-

bono. La materia negra que queda en el fondo del matraz se inflama espontáneamente al contacto del aire: es un *piróforo*. Se da este nombre á una materia que se inflama al aire espontáneamente; esta propiedad es debida las mas veces á un metal muy dividido que se halla esparcido entre carbon muy poroso que condensa rápidamente el oxígeno del aire. La materia amarilla que queda despues de la combustion de este piróforo está formada de litargirio.

Oxido de plomo hidratado. Experiencia. Una solucion de plomo precipita en blanco por la adicion de un álcali cáustico; el óxido de plomo hidratado que se obtiene de este modo se convierte en anhidro cuando se le calienta, y se trasforma en masicot amarillo.

339. CARBONATO DE PLOMO. $PbOCO^2$. Si se añade un carbonato alcalino, carbonato de sosa por ejemplo, á una solucion de acetato de plomo, se forma un precipitado blanco de carbonato de plomo. El *blanco de cerusa* es una combinacion de carbonato de plomo con óxido de plomo hidratado; se le prepara en grande en las artes por medio de tres procedimientos diferentes.

a) *Procedimiento ingles.* Se humedece el litargirio con ácido acético y se le expone á una corriente de ácido carbónico producido por el coke en combustion. El ácido acético hace en este caso un papel análogo al del ácido hiponítrico en las cámaras de plomo: convierte el litargirio en acetato básico de plomo, cuyo exceso de base es trasformado en carbonato básico por el ácido carbónico. En este procedimiento, una pequeña cantidad de ácido acético ó de acetato de plomo basta para producir una gran cantidad de cerusa.

b) *Procedimiento holandes.* Es el mas antiguo. Se introducen láminas de plomo en vasijas en cuyo fondo hay un poco de ácido acético; estas vasijas están imperfectamente tapadas por una lámina de plomo que les sirve de cubierta, y colocadas en una cámara sobre estiércol de caballo. Pueden disponerse tambien muchas filas colocando unas sobre otras. El estiércol de caballo al descomponerse, produce ácido carbó-

nico y agua: al mismo tiempo su temperatura se eleva á 35 ó 40°; el plomo se oxida y forma con los vapores de ácido acético un acetato básico de plomo, que es prontamente descompuesto por el ácido carbónico. Se produce tambien primero óxido de plomo, que se hidrata y se combina con el ácido acético para formar una sal básica, cuyo exceso de base, combinándose con el ácido carbónico, da orígen á un carbonato básico.

e) Procedimiento frances ó de Clichy. Se descompone una solucion de subacetato de plomo por una corriente de ácido carbónico: el exceso de base es precipitado y el acetato neutro de plomo queda en disolucion; se trasforma de nuevo en subacetato, poniéndole en digestion con litargirio. Con este procedimiento, una pequeña cantidad de acetato de plomo, puede servir, digámoslo así, para trasformar indefinidamente el óxido de plomo en cerusa.

La cerusa de Clichy es de un blanco brillante; se ha desechado durante algun tiempo porque no cubria tanto como las otras dos; esto es debido á que se precipita bajo la forma de cristalitos muy delgados y trasparentes, mientras que se obtiene amorfa y opaca por los otros dos procedimientos; pero para dar á la cerusa de Clichy las mismas propiedades, basta hervirla en una solucion diluida de carbonato potásico. Las suertes inferiores de cerusa conocidas con los nombres de *blanco de Venecia*, *blanco de Hamburgo*, son en general mezclas de cerusa y de sulfato de barita; se reconocen con facilidad por medio del ácido nítrico: la cerusa pura se disuelve en él, mientras que la sal de barita queda como insoluble. El calor desprende el ácido carbónico del carbonato de plomo y queda el massicot.

El carbonato de plomo se encuentra en la naturaleza en cristales trasparentes.

340. Árbol de saturno. *Experiencia.* Se disuelven en un matraz 20 gramos de acetato de plomo en 100 de agua; si se enturbia la solucion, se añaden algunas gotas de ácido acético para volverla diáfana, se sumerge en ella una lámina de

zinc que se fija en el corcho del matraz. El zinc se cubre al momento de una capa gris que llega á convertirse en cristalitos brillantes que se acumulan al rededor de la lámina de zinc (fig. 147), y forman lo que se llama *árbol de Saturno*. Al cabo de 24 horas no hay ya plomo en la solucion; ha sido reemplazado por el zinc. Si se pesa el plomo y la lámina de zinc despues de la experiencia, se verá que el plomo precipitado es el zinc disuelto : : 403,5:32,75, es decir, en la relacion de los equivalentes; un equivalente de zinc ha sustituido á un equivalente de plomo.

341. SULFURO DE PLOMO. PbS. *Experiencia.* El ácido sulfhídrico determina un precipitado negro de *sulfuro de plomo* en la solucion de una sal de plomo (133). Un litro de agua que contenga un decígramo de un acetato de plomo, es todavía coloreada en pardo por el ácido sulfhídrico, que es uno de los mejores reactivos para investigar el plomo.

El sulfuro de plomo natural ó *galena* es el mineral de plomo mas abundante; su aspecto gris brillante, su forma cúbica y su densidad, permiten reconocerle fácilmente.

342. METALURGIA DEL PLOMO. Como generalmente se encuentra el plomo al estado de sulfuro, es necesario trasformar por medio de la tostacion el sulfuro en óxido, que se reduce despues por el carbon. La tostacion se hace en un horno de reverbero; resulta de ella ácido sulfuroso, que se desprende, óxido y sulfato de plomo, que quedan, y son despues reducidos por el carbon. Si se calientan juntamente al abrigo del contacto del aire una mezcla de dos equivalentes de óxido de plomo y uno de sulfuro de plomo, se forma plomo metálico y ácido sulfuroso; sucede lo mismo si se calienta un equivalente de sulfato de plomo y dos de sulfuro. Se ha sacado partido de estas dos reacciones en la metalurgia del plomo para obtener directamente el plomo metálico; con este objeto se impide el acceso del aire en el momento en que el mineral á medio tostar está formado de una mezcla de sulfuro, sulfato y óxido de plomo.

Un segundo método para obtener directamente el plomo

de la galena consiste en descomponerla por el hierro, que se apodera del azufre y desaloja el plomo, como el zinc le ha desalojado por via húmeda: 28 kilógramos de hierro ponen en libertad 103^{kil}, 5 de plomo.

343. PLOMO DE CAZA. La granalla de plomo se prepara, como la granalla de zinc, vertiendo el metal fundido á traves de una escoba pequeña de juncos. Para fabricar el plomo de caza se opera de una manera análoga; pero la escoba se reemplaza por un colador caliente, en el cual se vierte el plomo fundido á una distancia del agua bastante grande para que los granos se solidifiquen antes de llegar á ella; esta altura es de 50 á 60 metros para los plomos mas difíciles de reducir á este estado. Para hacer adquirir á los pedazos de plomo la forma esférica, es necesario añadirle una pequeña cantidad de arsénico proporcional á las diferentes suertes de plomo; pero que, sin embargo, no debe ser excesiva, porque en este último caso perjudicaria á su forma; no pasa en caso alguno de 8 milésimas. Se usan cedazos para separar las balas segun su tamaño, y se les pulimenta haciéndoles girar en toneles con plombagina.

Bismuto (Bi).

Equivalente = 214 ó 2,685. Densidad = 9,8.

Conocido desde hace tres siglos próximamente.

344. El bismuto se esplota principalmente en Sajonia. Se encuentra en los minerales de cobalto, y se reune al *speiss* en la preparacion del esmalte. La metalurgia es muy sencilla: está siempre al estado nativo en el *speiss*, lo mismo que en los minerales; ademas empieza á fundirse á 264°; basta, por consiguiente, calentar moderadamente los minerales en tubos de hierro, para liquidar el bismuto, que se recoge por bajo del tubo, sin que las demas sustancias y la ganga cambien de estado; este método de extraccion se llama procedimiento por

licuacion. El bismuto es brillante, de estructura laminosa y cristalina, es de color blanco ligeramente rojizo.

345. EXPERIENCIAS CON EL BISMUTO. *Oxidacion del bismuto*. Si se calienta un fragmento de bismuto al soplete sobre un carbon, se funde, proyectando chispas, y se volatiza; una parte del vapor se condensa sobre el carbon en polvo amarillo: se ha combinado con el oxígeno del aire y se ha transformado en *óxido de bismuto*, BiO^3. El glóbulo de bismuto fundido, proyectado sobre una hoja de papel, se subdivide en un gran número de globulitos que quedan incandescentes durante un momento. El olor aliáceo que se desprende cuando se funde el bismuto, es debido á una pequeña cantidad de arsénico que siempre se encuentra en el bismuto del comercio.

346. ALEACION FUSIBLE. Dos partes de bismuto, una de plomo y una de estaño fundidos en una cuchara á la llama de la lámpara de alcohol, forman una aleacion que empieza á liquidarse en el agua hirviendo. El bismuto se funde á 260°, el plomo á 330°: el estaño á 230°, y la aleacion formada por estos tres metales se funde algun tanto por bajo de la temperatura del agua hirviendo. Aumentando sucesivamente en esta aleacion la proporcion de plomo, se obtienen aleaciones menos fusibles. Se empleaban en otro tiempo para las calderas de vapor placas de aleacion fusible, con el objeto de evitar las explosiones: como el calor aumenta con la presion, cuando llegaba al punto en que hubieran podido hacer explosion las calderas, la placa se fundia y producia una abertura por donde salia el vapor. Estas *placas de seguridad* se ha visto, sin embargo, que eran insuficientes, porque el vapor que causa la explosion en las calderas se produce por lo general muy repentinamente para dejar á la placa el tiempo necesario para fundirse. Las aleaciones que se funden á una temperatura inferior á la que la madera se altera, pueden servir para reproducir grabados en madera, para la impresion de papeles y tejidos. Estas aleaciones han recibido el nombre de *aleaciones D'Arcet*; en Alemania, el de *aleaciones de Rose*; pero Newton habia ya descubierto una de este género.

347. OXIDACION DEL BISMUTO. *Experiencia.* El bismuto se disuelve con facilidad en el ácido nítrico en caliente. Si se vierte la disolucion así obtenida en una gran cantidad de agua fria, se enturbia y deja depositar un precipitado blanco cristalino que no contiene mas que un tercio del ácido de la sal neutra, BiO^3,NO. La sal insoluble que se ha formado es el *subnitrato de bismuto*; su composicion varía segun la cantidad de agua empleada; si se lava durante algun tiempo con agua hirviendo, se descompone y no queda mas que óxido bismútico, lo que demuestra que la proporcion de agua puede modificar alguna vez la afinidad química. El subnitrato de bismuto se emplea en medicina; úsanle alguna vez como blanco de afeite; pero tiene el inconveniente de ennegrecerse por el ácido sulfhídrico. Cuando se hace de él un uso frecuente, aja con prontitud la piel; se emplea para colorear en blanco la cera de los sellos.

La descomposicion de las sales de bismuto por el agua puede servir de carácter distintivo; el ácido sulfhídrico las precipita al estado de sulfuro negro.

Cobre. (Cu).

Equivalente=31,78 ó 396,6. Densidad=8,8.

Conocido desde la mas remota antigüedad.

348. Los antiguos trabajaron el cobre antes que el hierro; le esplotaban sobre todo en la isla de Chipre, donde se encontraban muchos minerales de este metal; de aquí se deriva su nombre latino *cuprum*. Cuando se dió á los metales denominaciones mitológicas, el cobre fue denominado Vénus, porque esta diosa era protectora de la isla de Chipre. En el norte de América se encuentran filones enormes de cobre nativo. El cobre posee propiedades notables que hacen de él un metal sumamente útil.

a) Es *ductil* y al mismo tiempo *resistente* y *tenaz*; se le puede laminar en hojas muy delgadas, que ofrecen sin embargo una gran resistencia.

b) Se funde con dificultad á una temperatura de 1000 grados próximamente, lo que permite hacer de él utensilios que han de exponerse á altas temperaturas, como calderas, ollas, *etc.*

c) Se oxida y destruye al aire con mas dificultad que el hierro, y su dureza es incomparablemente mayor. Esta propiedad se utiliza para emplearle en el revestimiento interior de los buques y cubiertas de techumbres, sobre todo las de las torres de iglesia.

d) Es bastante duro para desgastarse con rapidez, lo que permite hacer placas y moldes de imprenta.

e) Con el zinc, estaño y nickel, forma aleaciones muy usadas, tales como el laton, bronce, argentan, *etc.*

f) La corriente galvánica le precipita en láminas de sus disoluciones; de este modo es como se reproducen los objetos por la galvanoplastia, y se recubren los de hierro de una capa de cobre.

g) Forma con el oxígeno y algunos ácidos compuestos coloreados en verde ó en azul que se usan mucho en pintura.

El cobre por sí no posee olor; pero le comunica, sin embargo, muy desagradable á las manos cuando se han tenido entre ellas objetos de cobre, y al agua que ha permanecido largo tiempo en vasos de este metal.

349. EXPERIENCIAS CON EL COBRE. *Oxidacion del cobre.* El cobre expuesto al aire humedo se recubre de una capa gris que enverdece al poco tiempo (cardenillo natural); atrae no solo el oxígeno del aire, sino tambien el ácido carbónico; el *cardenillo* no es mas que un carbonato bibásico de cobre, $2CuO,HO,CO^2$.

En Siberia existen de él cantidades considerables; se denomina *malaquita*. Constituye un buen mineral; los pedazos mayores se destinan á la confeccion de objetos de arte y para ornamentacion. Se encuentra en la naturaleza otro carbonato de cobre, algo mas rico en ácido carbónico, y que posee un

hermoso color azul, conocido con el nombre de *azurita* ó *azul de montaña*. Se emplea este color en la fabricacion de papeles pintados y en el decorado de habitaciones, porque, lo contrario del azul de Prusia, no se altera por la cal contenida en las paredes.

350. PROTÓXIDO DE COBRE. Cu^2O. *Experiencia*. Si se mantiene una placa de cobre á la llama de una lámpara de alcohol (fig. 148), esta placa adquiere tintas irisadas y queda por último de un color gris negruzco. Se observan fácilmente las irisaciones colocando la placa verticalmente en la llama: desaparecen en el cono oscuro para reaparecer en la zona exterior. Enfriada esta placa rápidamente debajo del agua, se cubre de una capa pardo rojiza de protóxido de cobre. Se cubren frecuentemente las medallas y otros objetos de arte, de un barniz que le preserva de la oxidacion hirviéndoles durante algun tiempo en un líquido preparado con verde gris, sal amoniaco, vinagre y agua. El protóxido de cobre colorea el vidrio en un bello color rojo de sangre; á él es tambien debido el color rojo de las escorias obtenidas en la extraccion del cobre. El *mineral rojo* de cobre es protóxido natural.

351. BIÓXIDO DE COBRE. CuO. Si se mantiene una pequeña placa de cobre durante algun tiempo á la llama exterior de una lámpara de alcohol, esta placa se ennegrece y se cubre de una costra de *bióxido de cobre*, que contiene dos veces tanto oxígeno como el protóxido; esta capa se desprende por el enfriamiento brusco en el agua, y pone al descubierto otra de protóxido que estaba formada debajo. Calentando durante largo tiempo la capa de cobre, se trasforma primero en una mezcla de protóxido y bióxido, y por último completamente en bióxido de cobre.

Experiencia. El bióxido de cobre fundido al soplete con bórax se disuelve en él y colorea el glóbulo de verde. Se ha sacado partido de esta propiedad en la coloracion de los vidrios y en la pintura sobre porcelana. En la llama de reduccion, el glóbulo queda rojo porque el bióxido se trasforma en protóxido.

Los óxidos de cobre se preparan fácilmente por via húmeda; sus colores son diferentes cuando están hidratados.

352. ÓXIDO DE COBRE HIDRATADO. CuO,HO. *Experiencia.* La potasa produce en la disolucion de una sal de cobre un precipitado azul de óxido de cobre hidratado; este precipitado, mezclado con yeso, forma el azul de Brema. Si se hierve el líquido, el precipitado pierde su color azul y queda negro, porque el óxido hidratado se convierte en anhidro.

353. ÓXIDO DE COBRE AMONIACAL. *Experiencia.* Si se repite la experiencia anterior sustituyendo el amoniaco á la potasa, se forma tambien un precipitado; pero este se redisuelve en un exceso del reactivo; la solucion es de un color azul intenso llamado *azul celeste.* El amoniaco es, pues, un buen reactivo para reconocer la presencia del cobre, porque el líquido azulea tambien por el amoniaco aun cuando no contenga mas que indicios de cobre. Si á la solucion amoniacal de cobre se añade un volúmen de alcohol concentrado teniendo cuidado de hacerle caer suavemente á lo largo de las paredes, de manera que quede por cima del agua, se encuentran en el líquido al cabo de veinticuatro horas hermosos cristales azules formados por un *sulfato de cobre amoniacal*, cuya solucion constituye el agua celeste de los farmacéuticos. El alcohol produce aquí un fenómeno análogo á la evaporacion: se combina con una parte del agua del líquido azul, y la sal, que es insoluble en alcohol, se deposita bajo la forma de cristales si la mezcla de los dos líquidos se verifica con lentitud. Se emplea alguna vez este medio para separar de sus soluciones sales que se descompondrian por el calor.

354. REDUCCION DEL ÓXIDO DE COBRE POR LA GLUCOSA. *Experiencia.* Se añade un poco de azúcar de leche ó glucosa á una solucion diluida de sulfato de cobre, que se precipita despues por un ligero exceso de potasa cáustica. Este líquido, hervido, pierde su color azul y queda rojo: el azúcar de leche ha reducido el bióxido de cobre á protóxido, quitándole una parte de su oxígeno. El azúcar de caña no tiene esta propiedad, que con frecuencia sirve para distinguirles. Se obtiene el pro-

tóxido de cobre de un color rojo mas vivo, añadiendo miel á una solucion hirviendo de cardenillo en el ácido acético. Esto explica por qué se forma alguna vez un depósito rojo perfectamente cristalizado en el oximiel que contiene una sal de cobre.

355. REDUCCION DE LAS SALES DE COBRE POR EL CARBON. *Experiencia.* Una mezcla de sulfato de cobre, carbonato de sosa y carbon, calentada al soplete y tratada despues por agua, deja depositar partículas de cobre metálico. La sosa del carbonato se ha combinado con el ácido de la sal de cobre, y el óxido puesto en libertad ha sido reducido por el carbon.

356. REDUCCION DE LAS SALES DE COBRE POR EL ZINC. *Experiencia.* Si en una cápsula de porcelana se hierve durante un instante una solucion de sulfato de cobre con zinc en granalla, el cobre se precipita al estado metálico y en polvo, mientras que el zinc se disuelve en su lugar. El cobre obtenido de este modo puede lavarse con agua á la que se añaden algunas gotas de ácido sulfúrico para disolver las últimas porciones de zinc que no hubieran sido atacadas y recogerlo sobre un filtro. La desecacion de este cobre debe verificarse con prontitud y á una temperatura baja, porque en este estado de division el cobre tiene gran afinidad para el oxígeno y empieza á quemarse cuando el calor aumenta algo.

357. REDUCCION DEL ÓXIDO DE COBRE POR EL HIDRÓGENO. *Experiencia.* En un tubo unido á un aparato de desprendimiento de hidrógeno se introduce óxido de cobre obtenido ya calentando el cobre al aire ó bien descomponiendo una sal de cobre por el calor. Cuando se cree que todo el aire ha sido expulsado del aparato, se calienta el óxido de cobre, que en el momento adquiere un hermoso color rojo, mientras que se desprende el agua. El hidrógeno en este caso se combina con el oxígeno del metal que reduce. Se emplea con frecuencia este método para obtener puros ó en gran estado de division los metales que son reductibles por el hidrógeno.

358. REDUCCION DE LAS SALES DE COBRE POR LA CORRIENTE GALVÁNICA. *Experiencia.* Si no se puede disponer de un cilin-

dro ancho de vidrio abierto por sus dos extremidades, se quita el fondo de un bocal de cuello ancho, esmerilando los bordes cortantes de esta fractura, y se tapa el cuello por medio de un pedazo de vejiga fuertemente adherido. Al rededor del vaso se fija un hilo de hierro que se prolonga en tres puntas (fig. 150) bastante resistentes para sostener el bocal.

Ademas se suelda una placa de zinc de 2 centímetros de ancha y 15 centímetros próximamente de larga á una lámina delgada de cobre de 30 centímetros de larga, á la que se da la disposicion indicada por la figura 151. En la parte horizontal de la lámina de cobre se coloca la moneda ó medalla cuyo grabado se desea obtener. En los sitios en que el depósito de cobre no debe tener lugar, se recubre el objeto de una ligera capa de cera ó sebo. Se llena el bocal de ácido sulfúrico muy diluido (10 gramos de ácido para 100 de agua), se coloca en él la lámina de zinc y se dispone todo en un gran vaso (fig. 152) que contenga una disolucion saturada de sulfato de cobre y cristales de esta sal destinados á conservar la saturacion á medida que se va descomponiendo. Algunos instantes despues la medalla empieza á cubrirse de una capa delgada de cobre, que gradualmente va aumentando de espesor; puede separse al cabo de algunos dias cuando se cree que esta capa es suficientemente espesa. Luego que el ácido sulfúrico del bocal se ha saturado de zinc, hay necesidad de renovarle; si se emplease ácido clorhídrico en vez de sulfúrico, la accion sería mas lenta.

El cobre y el zinc producen una corriente galvánica como en una pila (55); esta corriente es suficiente para descomponer la sal de cobre, cuyo metal se deposita. La piel de vejiga da paso á la corriente galvánica, que hace aquí el oficio de grabador, de donde procede la palabra *galvanoplastia*. Por medio de un procedimiento análogo se depositan sobre algunos objetos ligeras capas de plata ú oro, lo que constituye el dorado y plateado galvánicos.

359. CLORUROS DE COBRE. *Experiencia*. El cobre forma con el cloro dos combinaciones: 1.° el *protocloruro de cobre*, Cu^2Cl,

muy útil en la química analítica, porque tiene la propiedad de absorber el óxido de carbono: se prepara disolviendo en el ácido clorhídrico una mezcla de cobre y bióxido de cobre en la relacion de los equivalentes. Esta sal es insoluble en agua. 2.° el *bicloruro de cobre*, CuCl, que se obtiene disolviendo el bióxido de cobre en el ácido clorhídrico; despues de la evaporacion queda bajo la forma de una sal verde; es soluble en alcohol y comunica á la llama de este una tinta verde. Una solucion de bicloruro con la que se tracen caractéres sobre un papel, cambia de color por la elevacion ó el descenso de temperatura. como el cloruro de cobalto (308). El cobre no se disuelve directamente en el ácido clorhídrico sin el concurso del aire.

SULFATO DE COBRE. $CuOSO^3, +5HO$, llamado frecuentemente *caparrosa ó vitriolo azul*. La preparacion de este cuerpo se ha indicado en el § 175. Sus aplicaciones son varias: empléase en agricultura para preparar el trigo antes de sembrarle. Con frecuencia se encuentra adulterado con sulfato de hierro ó de zinc, fraude que se reconoce con facilidad descomponiendo el sulfato de cobre por una lámina de hierro y pesando el cobre obtenido, desecándole antes á una temperatura poco elevada: 10 gramos de sulfato de cobre cristalizado puro dejan 2 gramos y medio de cobre metálico.

360. NITRATO DE COBRE. CuO,NO^5+5HO. El cobre se disuelve con facilidad en el ácido nítrico (162): la solucion evaporada con lentitud, deja depositar hermosos cristales azules de *nitrato de cobre*. La disolucion de tres equivalentes de cobre exige cuatro de ácido nítrico, de los que uno se descompone para oxidar el metal:

$$\underset{\text{Acide nítrico.}}{4NO^5} + \underset{\text{Cobre}}{3Cu} = \underset{\text{Bióxido de nitrógeno.}}{NO^2} + \underset{\text{Nitrato de cobre.}}{3CuONO^5}$$

El bióxido de nitrógeno, en contacto del aire, se combina con dos equivalentes de oxígeno y forma vapores rojos de ácido hiponítrico.

Experiencia. Se envuelve con rapidez un cristal de nitrato de cobre humedecido con una gota de agua en una hoja delgada de estaño: colócase despues sobre piedra ó metal, y se produce vapor acuoso, elevándose la temperatura hasta la incandescencia. Este fenómeno es debido á la oxidacion del estaño por el ácido nítrico de la sal de cobre. Los ácidos fosfórico, oxálico y silícico, forman, como el ácido carbónico con el bióxido, combinaciones insolubles coloreadas en azul ó verde.

361. VERDETE Ó CARDENILLO. *Experiencia.* Si se humedece una pieza de cobre con vinagre, no tarda en recubrirse de verdete; pero no es el natural de que ya se ha hablado (349), el cual es un *carbonato básico de cobre*, sino que es un *acetato básico de cobre*; el cardenillo del comercio. Se prepara en grande, ya atacando directamente el cobre por el ácido acético en contacto del aire (cardenillo de Alemania ó verde), ó bien poniendo estas láminas entre capas da orujo (cardenillo frances ó azul). Si se hierve el cardenillo en ácido acético, la solucion queda azul y deja depositar cristales verdes de *acetato neutro de cobre*, $CuO,A + HO$.

El cardenillo y todas las sales de cobre son venenos violentos; los mejores antídotos que pueden emplearse en casos de envenenamiento por un compuesto de cobre, son la leche y clara de huevo. Los reactivos para investigar y dosizar el cobre son: el ácido sulfhídrico, el amoniaco, el prusiato amarillo de potasa (292): estos dos últimos son muy sencillos; pero el mas sencillo de todos es el hierro: una aguja sumergida durante 24 horas en agua que no contenga sino pequeños indicios de cobre, adquirirá un tinte rojo debido á un depósito de este metal.

362. BISULFURO DE COBRE. CuS. *Experiencia.* El ácido sulfhídrico determina en una solucion de cobre un precipitado negro de bisulfuro de cobre. Si se decanta el líquido que sobrenada y se añade ácido nítrico al precipitado, se redisuelve y forma nitrato de cobre. Este procedimiento se emplea con frecuencia para separar el cobre de los demas metales.

363. METALURGIA DEL COBRE. El *protosulfuro de cobre*, Cu^2S, es el mineral de cobre mas abundante; se le encuentra alguna vez solo (*cobre gris*), pero frecuentemente combinado con el sulfuro de hierro (*cobre penacheado*). La extraccion del cobre contenido en estos minerales ofrece muchas dificultades, porque es necesario aislar al mismo tiempo azufre, hierro y demas cuerpos que con él se encuentran mezclados, aunque en menor proporcion. Se consigue este resultado: 1.° tostando el mineral al aire: se forma sulfato de cobre, óxido de hierro y ácido sulfuroso; 2.° fundiendo el mineral tostado con carbon y cuarzo; fórmase una escoria á base de hierro, y el sulfuro de cobre fundido constituye una masa parda (*matas bronceadas*), que se someten á una nueva tostacion para fundirlas despues; obtiénese de este modo una masa que por una nueva tostacion suministra un *cobre bruto* que hay necesidad de purificar por la afinacion. El tratamiento de las piritas cuprosas es una de las operaciones mas complicadas de la metalurgia. Cuando el cobre es argentífero hay precision de someter esas *matas* á la licuacion (382).

La extraccion del cobre de los minerales oxidados es incomparablemente mas fácil; basta reducirlos por el carbon; pero estos minerales distan mucho de ser abundantes hasta el punto de ser suficientes para el consumo.

364. ALEACIONES DE COBRE. Las aleaciones formadas por el cobre son todas muy importantes.

Con el *oro* y la *plata* produce aleaciones empleadas para la moneda y la joyería.

Con el *zinc* forma muchas aleaciones de las que la principal es el *laton*; las demas reciben los nombres de *tombaga*, *similor*, *oro del príncipe Roberto*, *etc. etc.* Dividiendo la tombaga en hojas delgadas se obtiene el oro falso batido, que reducido á polvo fino constituye el bronce dorado para la impresion. Si se calienta ligeramente este bronce en polvo adquiere una tinta purpúrea y queda un bronce cobreado.

El *cobre*, el *zinc* y el *nickel* forman el *maillechort* ó *argentan*.

La aleacion de cobre y estaño constituye el *bronce* que se

emplea para estátuas, medallas, cañones, *etc.;* se hacen tambien con él espejos para los telescopios.

El *cobre* forma con el *aluminio* diferentes aleaciones que tienen el color del oro; el bronce de aluminio es muy sonoro; reune una parte de las ventajas del acero con las del bronce; puede emplearse de preferencia para la fabricacion de cañones y aun de fusiles.

Mercurio (Hg, del latin *hidrargirum*).

Equivalente = 100 ó 12,50. Densidad = 13,6.

Conocido en la antigüedad.

365. PROPIEDADES DEL MERCURIO. El mercurio es el único metal líquido de los conocidos, á la temperatura ordinaria, lo que le ha valido el nombre de *hidrargirum*, es decir, plata líquida. Mas tarde fué llamado mercurio, y este nombre es el que conserva. Hoy dia se llaman tambien frecuentemente mercurio vivo (mercurio metálico), *mercurio dulce* y *mercurio corrosivo*, las preparaciones mercuriales empleadas en medicina. El mercurio se congela á —40°; así no es raro verle al estado sólido en el norte de la Siberia; en nuestros climas no puede solidificarse sino con el auxilio de las mezclas frigoríficas. Hierve á 360° y destila á esta temperatura: se ha sacado partido de esta propiedad para purificarle.

Experiencia. Si se cuelga en la superficie inferior de un tapon nuevo una hoja de oro batido y se cierra con este tapon una botella de mercurio, se encontrará el oro blanqueado por completo al cabo de algunos dias: se ha formado una amalgama de oro. Esta experiencia demuestra que el mercurio emite vapores á la temperatura ordinaria. Los vapores, así como las preparaciones mercuriales, son perjudiciales á la salud, provocan la salivacion y concluyen por causar accidentes graves en el organismo; es pues necesario evitar en lo posible respirar vapores mercuriales ó esparcir mercu-

rio en un sitio habitado. En las habitaciones, y sobre todo en las alcobas, no deberia hacerse uso mas que de termómetros de alcohol, porque si llegaran á romperse, este metal se verteria en las hendiduras del pavimento y seria imposible hacerle desaparer. Tambien los vapores mercuriales son perjudiciales á las plantas. Las propiedades que tiene el mercurio de no congelarse sino á una temperatura muy baja y hervir á una temperatura muy elevada, ser muy denso y muy dilatable por el calor, han hecho que se le adopte para la construccion de termómetros, barómetros, areómetros, *etc.* (15, 93 24) En estos últimos, que no se emplea mas que como lastre para mantenerlos en la posicion vertical, se reemplaza con frecuencia por perdigones.

Sales de mercurio.

366. INALTERABILIDAD DEL MERCURIO. El mercurio puro es inalterable al aire y bajo del agua; pero si contiene indicios de metales extraños, plomo, estaño, bismuto, etc., se cubre de una capa gris de óxido. Este óxido queda adherido al vidrio y á la porcelana; el mercurio moja al vidrio; se dice en este caso que forma *cola*. Calentado al contacto del aire, el mercurio se recubre de una película roja de un óxido llamado por los antiguos precipitado *per se*. La formacion de él es excesivamente lenta; así es que para obtener el óxido de mercurio en cantidad notable hay necesidad de disolver el mercurio en un ácido y descomponer por el calor la sal formada. El mejor disolvente en este caso es el ácido nítrico.

367. NITRATO DE PROTÓXIDO DE MERCURIO. Hg^2O, NO^5. *Experiencia.* En una cápsula de porcelana se dejan durante algunos dias 40 gramos de mercurio con 20 de ácido nítrico; el mercurio al cabo de este tiempo se cubrirá de cristalitos blancos de nitrato de protóxido de mercurio. En frio, dos equivalentes de mercurio no se combinan mas que con un solo equivalente de oxígeno que toma del ácido nítrico. Si se in-

troducen algunos de estos cristales en un frasco lleno de agua, experimentan una descomposicion análoga á la del nitrato de bismuto (347); se forma un precipitado blanco que se redisuelve si se añade ácido nítrico. Esta solucion podrá servir para las experiencias siguientes:

368. PROTÓXIDO DE MERCURIO. Hg^2O. *Experiencia.* A una parte de la solucion de nitrato de mercurio se añade potasa cáustica, que determina la formacion de un precipitado negro de *protóxido de mercurio*, que hay necesidad de conservar en un frasco de vidrio negro, porque la luz le descompone en mercurio y bióxido de mercurio. Si se sustituye el amoniaco á la potasa, se forma una combinacion de amoniaco, protóxido de mercurio y ácido nítrico, empleada en medicina con el nombre de mercurio negro de *Hahnemann*. El ioduro de potasio forma en la solucion de protóxido de mercurio un precipitado amarillo verdoso de *protoioduro de mercurio*.

169. DESCOMPOSICION DEL NITRATO DE PROTÓXIDO DE MERCURIO. *Experiencia.* Una gota de nitrato de protóxido de mercurio diluido sobre un objeto de cobre se descompone y deposita sobre el cobre una capa blanca de mercurio que imita la plata (falso plateado).

Experiencia. Si con un pequeño cilindro de madera impregnado en la solucion de protóxido de mercurio se hace un trazo en una hoja de laton, se puede al cabo de un instante romper esta hoja á todo lo largo del trazo, con la misma regularidad que si hubiera sido cortado; el mercurio reducido penetra con rapidez el laton y le hace brillante. Se usa esta solucion con frecuencia para partir el laton.

370. PROTOCLORURO DE MERCURIO. Hg^2Cl *Experiencia.* Añadiendo ácido clorhídrico ó sal marina á la solucion de protóxido de mercurio, se forma un precipitado muy denso de *protocloruro de mercurio*, insoluble en agua. Este compuesto es conocido y empleado en medicina con los nombres de *mercurio dulce* ó *calomelano* (precipitado). En otro tiempo se preparaba el protocloruro de mercurio triturando juntamente mercurio y bicloruro, mezcla que se sublimaba despues (ca-

lomelano sublimado). El protocloruro de mercurio así obtenido está en masa cristalina muy densa, que se pulveriza para purificarla por lociones. Hoy se prepara destilando 12 partes de sulfato de protóxido con 3 de sal marina, y se hace la condensacion del protocloruro en un gran vaso enfriado convenientemente; se deposita en forma de un polvo tenue fácil de lavar. El calomelano preparado por este procedimiento es blanco; por el otro procedimiento, abandonado ya hoy, es amarillento y con frecuencia impuro.

371. NITRATO DE BIÓXIDO DE MERCURIO. HgO, NO^5. *Experiencia.* En un matracito se disuelve mercurio en el ácido nítrico á una temperatura moderada; despues se hierve la solucion durante algunos minutos; por el enfriamiento se depositan cristales de *nitrato de bióxido de mercurio.* Una solucion de esta sal precipita en amarillo naranjado por la adicion de un álcali; no se enturbia con una disolucion de sal marina; el ioduro de potasio forma un precipitado rojo escarlata de *bioduro de mercurio.*

372. BIÓXIDO DE MERCURIO. HgO. *Experiencia.* Si se calientan en una cápsula los cristales obtenidos en la experiencia anterior hasta que no se desprendan vapores rutilantes, queda una materia parda que enrojece por enfriamiento: es el *bióxido de mercurio.* El ácido nítrico ha sido descompuesto y eliminado. Si se calentase demasiado durante la experiencia, el bióxido seria descompuesto en mercurio y oxígeno (56).

373. BICLORURO DE MERCURIO. HgCl. *Experiencia.* El bióxido de mercurio disuelto en una cantidad suficiente de ácido clorhídrico, deposita por enfriamiento cristales prismáticos de *bicloruro de mercurio*; es un veneno violento. Se prepara en grande esta sal sublimando una mezcla de partes iguales de sulfato de bióxido de mercurio y cloruro de sódio: de aquí el nombre de *sublimado corrosivo.* El calomelano humedecido con un álcali se ennegrece; el sublimado corrosivo, por el contrario, se vuelve amarillo naranjado. Los venenos tienen en general la propiedad de preservar de la putrefaccion las materias orgánicas; el sublimado corrosivo goza de esta propie-

dad en mas alto grado: basta impregnar la madera con esta sal para preservarla al mismo tiempo de la putrefaccion y de los insectos. Se emplea con frecuencia el sublimado corrosivo en disolucion en alcohol para preservar de los insectos las plantas de los herbarios: es preciso no olvidar en este caso que estas sustancias se convierten en venenosas. En caso de envenenamiento por el bicloruro de mercurio, el mejor remedio es la clara de huevo, con la que forma una combinacion insoluble.

374. MERCURIO PRECIPITADO. Una solucion de bicloruro de mercurio no precipita en rojo por el amoniaco, sino en blanco: forma en este caso una combinacion análoga á la que se ha obtenido con el nitrato de protóxido (368), pero compuesta de mercurio, cloro y amoniaco. Se emplea en medicina para uso externo con el nombre de *mercurio precipitado.*

375. REDUCCION DEL MERCURIO. *Experiencia.* Si se vierte protocloruro de estaño en una solucion de bicloruro de mercurio, se forma un precipitado de mercurio metálico muy dividido. El protocloruro de estaño tiene una gran tendencia á convertirse en bicloruro, y se apodera del cloro de la sal de mercurio. El metal precipitado, hervido durante algun tiempo con ácido clorhídrico, concluye por reunirse en glóbulos. Agitando el mercurio con sustancias grasas, manteca, cera, sebo, etc., puede dividirse hasta tal punto que es imposible distinguirle en la masa. Así es como se prepara el ungüento mercurial en las oficinas de farmacia.

El *fulminato de mercurio* se utiliza para hacer los pistones en las armas de fuego.

376. BISULFURO DE MERCURIO. HgS. *Experiencia.* Si se añade una cantidad muy pequeña de ácido sulfúrico á una solucion de bicloruro de mercurio, se obtiene un precipitado blanco, que por adiciones sucesivas de ácido sulfhídrico se convierte en amarillo, despues pardo, y por último completamente negro. Este precipitado negro es *bisulfuro de mercurio*, que puede obtenerse directamente calentando una mezcla de mercurio y azufre, ó triturando por largo tiempo el mercurio con

el azufre. Este sulfuro, sublimado en un matracito, se deposita en cristales de color negro rojizo, el *cinabrio*, que pulverizados dan un polvo de color rojo escarlata. El sulfuro negro y el sulfuro rojo tienen la misma composicion; ofrecen un ejemplo exacto de isomeria. El cinabrio tambien se prepara por via húmeda calentando á una temperatura suave y agitando con frecuencia una mezcla de mercurio, azufre y una solucion de potasa: llámase entonces *vermellon*. Se falsifica alguna vez el vermellon con *minio*, *cólcotar* ó ladrillo pulverizado; para reconocer el fraude basta calentar el vermellon; el sulfuro de mercurio se volatiliza, y quedan las sustancias extrañas.

El cinabrio se encuentra formado en la naturaleza: es por decirlo así, el único mineral de donde se extrae el mercurio empleado en las artes. Se encuentra alguna vez el mercurio al estado nativo; pero siempre en cortas cantidades.

377. METALURGIA DEL MERCURIO. *Experiencia*. Si se calienta un poco de cinabrio con hierro, el mercurio se pone en libertad, mientras que el azufre se combina con el hierro. Si se calienta el cinabrio solamente á la accion del aire, se trasforma en mercurio y ácido sulfuroso. Este método, que consiste en una simple tostacion es seguido en Almaden (en España), y en Idria (en Iliria). En las pequeñas esplotaciones se destila el mineral en retortas de hierro con cal. Para trasportarle se introduce el mercurio en frascos de hierro batido cerrados por tapones ajustados á tornillo.

378. AMALGAMA. *Experiencia*. Un fragmento de plomo colocado sobre un glóbulo de mercurio en el fondo de una cápsula no tarda en desaparecer; los dos metales forman una aleacion fácil de triturar, pastosa ó enteramente líquida segun que la cantidad de plomo es mayor ó menor con relacion á la de mercurio. El mercurio forma con la mayor parte de los demas metales aleaciones que se han llamado *amalgamas*. Una de las mas importantes es la amalgama de estaño, que se puede adherir á un vidrio formando una capa muy delgada: se usa para el azogado de los espejos.

Plata. (Ag).

Equivalente = 108 ó 1350. Densidad = 10,5

Conocido desde la mas remota antigüedad.

379. LA PLATA FORMA PARTE DE LOS METALES INALTERABLES. No se altera ni al aire, ni por el agua; puede calentarse á una temperatura elevada, fundirse á los 1000° próximamente sin que se oxide; puede volatilizarse al soplete de mezcla detonante. Estas propiedades hacen de la plata un metal precioso, y por su rareza se emplea, como el oro, para la fabricacion de la moneda. La plata es susceptible de un hermoso pulimento; puede reducirse á hojas de $\frac{1}{300}$ de milímetro de espesor y estirarse en hilos tan tenues que uno de mas de 2500 metros de largo no pesa mas que un gramo. Se emplea la plata en la confeccion de objetos de lujo, ya sola ó ya recubriendo otros metales (plaqué). Los alquimistas la denominaron *luna*.

Aleaciones de plata. La plata forma aleaciones con muchos metales, el oro, platino *etc.*; pero las mas importantes son las de plata y cobre. Como la plata pura es bastante blanda y se desgasta con rapidez por el rozamiento, se alea con otro metal que le da alguna dureza, y es generalmente el cobre el que se emplea.

En Alemania se toma por unidad 16 *loth* de plata fina, (1) y segun que en 16 de aleacion haya 1, 2 ó 3 de cobre, se dice que la plata tiene por título 15, 14 ó 13 loth.

En Francia las aleaciones se determinan por la ley: Siendo la plata fina $\frac{1000}{1000}$, la plata de monedas está compuesta de $\frac{900}{1000}$ de plata y $\frac{100}{1000}$ de cobre; la de medallas de $\frac{950}{1000}$ de plata y $\frac{50}{1000}$ de cobre, con una tolerancia de $\frac{3}{1000}$ por

(1) 64 loth = 1 kilógramo.

cima ó por bajo de este título. Para los objetos hay dos leyes: una de $\frac{950}{1000}$ con una tolerancia de $\frac{5}{1000}$ por bajo; es la aleacion con que se fabrica la vajilla y otros objetos de plata; la segunda de $\frac{800}{1000}$ con una tolerancia de $\frac{5}{1000}$ por bajo. Cuando la plata contiene una gran porcion de cobre, tiene una tinta amarilla y alguna vez rojiza; se somete entonces al blanqueo. Para esto se calientan los objetos de plata hasta oxidar el cobre de la superficie; despues se sumergen en agua acidulada con ácido nítrico ó sulfúrico, que disuelve el óxido de cobre y deja en la superficie una capa blanca de plata muy escasa en cobre.

380. NITRATO DE PLATA. AgO,NO^5. La plata no se oxida sino con el auxilio de los ácidos concentrados; el mas usado es el ácido nítrico.

Experiencia. Se disuelve un objeto de plata en ácido nítrico en frio ó calentado ligeramente en un matracito. El cobre aleado á la plata colorea la disolucion de azul; se sumerge en ella una lámina de cobre, que precipita la plata al estado metálico, mientras que el cobre queda en disolucion; el precipitado se lava con agua amoniacal hasta que no se colorea esta de azul; se seca y se redisuelve en el ácido nítrico. Se obtiene de este modo el nitrato de plata puro.

Evaporando la solucion, el nitrato de plata se deposita en cristales anhidros que pueden experimentar la fusion ígnea. El nitrato de plata fundido y vaciado en moldes cilíndricos de hierro ó de laton se usa en medicina, con el nombre de *piedra infernal*, como cauterio. El nitrato de plata colorea la piel y muchas materias orgánicas en negro; se ha utilizado esta propiedad para teñir de negro algunos objetos de hueso ó de marfil, como los peones de damas y ajedrez, y para marcar el lienzo. El color negro es debido al óxido de plata.

381. EXPERIENCIAS CON EL NITRATO DE PLATA. *Experiencia a.* Un fragmentito de nitrato de plata calentado al soplete, se reduce, quedando un boton de plata que puede fundirse si se continúa la accion del soplete.

Experiencia b. Si se añade gota á gota amoniaco á una solucion de nitrato de plata, se forma un precipitado gris negruzco de óxido de plata, AgO, que se redisuelve si se añade un exceso de amoniaco. Es necesario no continuar mas adelante la experiencia, porque el amoniaco forma con el óxido de plata un compuesto muy esplosivo, conocido con el nombre de *plata fulminante.* En cuanto al *fulminato de plata*, se obtiene combinando el óxido de plata con el ácido fulmínico (179).

CLORURO DE PLATA. AgCl. *Experiencia c.* Si se añade sal marina á una solucion diluida de nitrato de plata, se obtiene un precipitado blanco arrequesonado de *cloruro de plata*, que se deposita con rapidez. Este precipitado es característico para la plata, soluble en amoniaco, insoluble en el ácido nítrico, y que por la accion de la luz adquiere una tinta violada; el cloruro de plata es fusible; durante la fusion toma el aspecto de la cera, *plata córnea.* Una solucion se enturbia por un cloruro cuando no contiene sino indicios de plata (186). Se ha sacado partido de esta propiedad de los cloruros de precipitar la plata y la de depositarse el precipitado con rapidez para determinar el título de las aleaciones de plata y cobre (ensayos por via húmeda).

Ensayos de la plata por via húmeda. Este procedimiento de análisis para las aleaciones de plata, que se debe á Gay-Lussac, consiste en verter en la solucion de plata otra de cloruro de sodio hasta que no se forme precipitado. La solucion de sal marina se prepara de tal modo que un volúmen determinado corresponde á un peso conocido de plata: un centímetro cúbico, por ejemplo, á un centígramo ó á un milígramo de plata. Se toma un peso determinado de la aleacion que se va á ensayar, se disuelve en ácido nítrico, y despues se añade sucesivamente la solucion de cloruro de sodio por medio de una bureta graduada en centímetros cúbicos y décimos de centímetro cúbico, hasta que no se forme ya precipitado. Se lee entonces en la bureta el número empleado, cifra que indica el peso de la plata precipitada. Se usan buretas ó tubos de di-

ferentes formas; la mas generalmente empleada es la de Gay-Lussac (fig. 153) *a*).

El método de dosizar es el mismo que para los ensayos alcalimétricos, con la sola diferencia que en estos últimos se reconoce el fin de la operacion por el cambio de color del tornasol.

Descomposicion del cloruro de plata por la luz. Experiencia d. Si se extiende rápidamente con el auxilio de un pincel una solucion de nitrato de plata sobre una hoja de papel blanco que se deja secar y se sumerge despues en una solucion diluida de sal marina, secado el papel en la oscuridad despues de haber sido lavado con agua destilada, queda blanco. Expuesto á la luz el sitio en que se ha formado una ligera capa de cloruro de plata, queda violado y despues negro. Si se coloca el papel de tal manera que una mitad quede en la oscuridad, en un libro por ejemplo, la parte descubierta se ennegrece, mientras que la otra mitad blanquea. El cloruro de plata es descompuesto por la luz; el cloro se desprende, y queda óxido de plata negro. Esta propiedad de las sales de plata, y particularmente del cloruro, bromuro y ioduro de plata, se ha utilizado para la reproduccion de las imágenes al daguerreotipio y fotografía.

Sulfuro de plata. AgS. *Experiencia e.* El ácido sulfhídrico forma en las soluciones de plata un precipitado negro de sulfuro de plata. En este estado es como se encuentran la mayor parte de los minerales de plata esplotados; tambien se encuentra este metal al estado nativo ó combinado con el arsénico y antimonio; rara vez al estado de cloruro.

382. METALURGIA DE LA PLATA. El método seguido para la extraccion de la plata varía segun los minerales: generalmente se emplea uno de los cuatro procedimientos siguientes:

a) *Copelacion.* Las galenas son casi siempre argentíferas; para extraer de ellas la plata se trata el mineral como si fuera á extraerse el plomo, y toda la plata pasa juntamente con aquel. Para separarla se calienta el plomo en un horno de reverbero, en donde hay un gran crisol formado de una mez-

cla de arcilla y caliza ó marga, llamado *copela*. A la superficie del metal fundido se hace llegar por medio de toberas una corriente constante de aire; el plomo se transforma en litargirio, que sobrenada y es en parte absorbido por la copela, pero que la mayor parte sale por una ranura. La plata queda al estado metálico; contiene todavía un poco de plomo y metales extraños, de los que se separa fundiéndola en copelas pequeñas: los demas metales se oxidan y son absorbidos por la copela con el litargirio. Este procedimiento de la *plata decopela* se emplea con frecuencia en pequeño para el análisis de las aleaciones de plata por via seca (copelacion).

b.) *Licuacion.* Muchos minerales de cobre son argentíferos, y el cobre que de ellos se separa contiene plata. Para obtenerle de esta se funde el cobre con una gran proporcion de plomo y se vacia en hojas que se colocan en un horno, reparándolas entre sí con carbon al cual se aplica fuego. El calor producido por la combustion del carbon basta para fundir el plomo, que arrastra consigo la plata, mientras que el cobre queda. Se trata en seguida por copelacion el plomo argentífero así recogido. Este procedimiento difícil está hoy abandonado y se ha sustituido por el de disolucion.

c.) *Amalgamacion.* Este procedimiento se emplea para los minerales que contienen plata nativa ó sulfuro exento de plomo. La operacion se hace en dos períodos: primero se tuesta el mineral mezclado con sal marina; fórmase entonces cloruro de plata, despues el mineral tostado se tritura con agua, hierro y mercurio, en toneles cerrados: se forma en esta operacion cloruro de hierro y plata metálica, que se disuelve en el mercurio. Cuando se calienta la amálgama, el mercurio destila y queda plata metálica.

d.) *Extraccion por disolucion.* Cuando la plata del mineral se ha transformado en cloruro por la tostacion, se extrae por medio de una solucion hirviendo de sal marina, que disuelve el cloruro de plata. La solucion, que se hace pasar en seguida por fragmentos de cobre metálico, es descompuesta: el cobre se sustituye á la plata y la precipita al estado libre (380). Este

procedimiento es hoy preferido á los de licuacion y amalgamacion.

Oro (Au, del latin *Aurum*).

Equivalente = 196,7 ó 2458,75. Densidad = 19,5

Conocido desde la mas remota antigüedad.

383. El oro se encuentra al estado nativo en casi todos los paises del mundo, pero con frecuencia en cantidades sumamente pequeñas para ser esplotado. Su rareza é inalterabilidad hacen de él el mas precioso de todos los metales. Su valor hasta ahora es próximamente 15 veces el de la plata. Sus cualidades le valieron el nombre de rey de los metales, que le dieron los alquimistas, los cuales le tomaban como símbolo del sol.

El oro es algo menos tenaz que la plata, pero mucho mas ductil; puede reducirse á hojas del expesor de $\frac{1}{10000}$ de milímetro; un gramo de oro puede estirarse en un hilo de 3000 metros de largo. Como el oro se encuentra siempre al estado nativo, ya en pequeños granos en los aluviones de arena cuarzosa, ya en filones de cuarzo, en donde forma masas ó *pepitas* bastante grandes, la esplotacion es muy sencilla; se le extrae por locion y amalgamacion de la arena ó minerales quebrantados.

Aleaciones de oro. El oro puro de $\frac{1000}{1000}$ es mas blando que la plata y se desgasta rápidamente con el rozamiento; se le da la dureza aleándole á otro metal, alguna vez á la plata (*oro amarillo*, *oro verde*), y mas frecuentemente al cobre.

En Francia la aleacion monetaria está compuesta de $\frac{900}{1000}$ de oro y de $\frac{100}{1000}$ de cobre; la de las medallas contiene $\frac{916}{1000}$ de oro: estas dos aleaciones tienen una tolerancia de $\frac{2}{1000}$ por cima ó por bajo de este título.

En la bisuteria se emplean tres aleaciones: una de $\frac{920}{1000}$, otra de $\frac{840}{1000}$ de oro, las dos poco usadas, y una tercera de $\frac{750}{1000}$ de oro, con una tolerancia de $\frac{3}{1000}$ por bajo.

En Alemania el oro fino es de 24 quilates; el oro de 18 quilates corresponde á la aleacion francesa de $\frac{750}{1000}$; contiene 6 quilates, es decir, $\frac{1}{4}$ de cobre. El oro de 6 quilates no contendria sino $\frac{1}{4}$ de oro y $\frac{3}{4}$ de cobre.

384. AFINACION DEL ORO. Cuando el oro entra en muy corta proporcion en una aleacion, se separa hirviendo esta aleacion con ácido sulfúrico en calderas de hierro. La plata y el cobre se oxidan á espensas de una parte del ácido sulfúrico, que convierten en sulfuroso y se trasforman en sulfatos, mientras que el oro se reune en el fondo de la caldera. Para extraer la plata de la disolucion se sumergen en ella láminas de cobre, que la precipitan, y se obtiene sulfato de cobre como producto accesorio. En los ensayos de minerales en que hay con frecuencia que separar el oro de la plata, se disuelve la aleacion en el ácido nítrico: la plata se disuelve, mientras que el oro queda como insoluble. Sin embargo, para que la solucion de la plata sea completa es necesario que en cuatro partes de aleacion haya tres de plata para una de oro; cuando no se hallan los metales en esta relacion, es indispensable establecerla; esta operacion ha recibido el nombre de *incuartacion*. Si la aleacion contiene mas de $\frac{1}{4}$ á $\frac{1}{3}$ de oro, una parte de la plata se encuentra como protegida por la inalterabilidad del oro y no entra ya en disolucion.

Para los ensayos del oro que exigen mucha precision se ha recurrido á la copelacion: tambien se llega, sin embargo, á una apreciacion bastante exacta por medio de la piedra de toque. Esta es una piedra rugosa y negra, inatacable por los ácidos; se hace en ella un trazo con el metal que se va á ensayar; despues se humedece con ácido nítrico diluido que

contenga un poco de ácido clorhídrico: todo lo que no es oro se disuelve. Se compara el trazo que queda del oro con los que dejan las aleaciones conocidas, y se deduce de aquí el título de la aleacion ensayada.

385. SEXQUICLORURO DE ORO. El oro no es atacado por ácido alguno (excepto el selénico); pero lo es por el cloro (152). En general para disolver el oro se combina con el cloro al estado naciente, producido por el agua regia, en la que el oro se disuelve coloreándola de anaranjado subido. Despues de la evaporacion queda una materia roja parduzca, el *sexquicloruro de oro*, Au^2Cl^3. La luz descompone esta sal y pone el cloro en libertad; el fósforo, hierro, zinc y muchos metales, precipitan el oro de su disolucion.

386. DORADO. *Experiencia a.* Se sumerge el fondo de un pequeño matraz en una disolucion diluida de oro; despues se calienta suavemente el vaso á la llama de una lámpara de alcohol: la sal de oro se descompone, y el vaso se cubre de una ligera capa de oro. Esta experiencia da una prueba de la poca estabilidad de los compuestos formados por el oro.

Experiencia b. Se vierten algunas gotas de una solucion de oro sobre una hoja de papel que se quema en seguida: el oro, muy dividido, queda mezclado con la ceniza. Si se frota esta mezcla durante algun tiempo sobre la plata con un corcho muy fino, humedecido en una solucion de sal marina, la plata se recubre de una ligera capa de oro (dorado en frio).

Se usan muchos procedimientos para el dorado: el dorado por via húmeda, que se aplica sobre los objetos de cobre, los cuales se hierven en una solucion de oro á la que se añade bicarbonato de potasa; el *dorado por el mercurio*, que consiste en una amalgama de oro de la que se recubren los objetos de cobre bien limpios y se exponen despues á una temperatura elevada para volatilizar el mercurio; por último, el *dorado galvánico*, que se verifica por medio de la corriente eléctrica; es el procedimiento mas empleado hoy, no solo para el dorado sino tambien para el *plateado*. Puede platearse el vidrio por medio de una solucion alcalina de plata á la que se añade

azúcar de leche: la accion reductora del azúcar de leche se ejerce sobre el óxido de plata, que le convierte al estado metálico, del mismo modo que sobre el bióxido de cobre, que transforma en protóxido (354).

387. *Experiencia.* A una disolucion bastante diluida de sulfato ferroso acidulada con un poco de ácido clorhídrico, se añaden algunas gotas de una solucion de sexquicloruro de oro; el líquido se enturbia y adquiere una tinta parda que por refraccion parece azul. Al cabo de algun tiempo se deposita una materia parda formada de oro en un gran estado de division. Los plateros emplean este medio para precipitar el oro de su disolucion. El sulfato ferroso (sulfato de protóxido de hierro) reduce el cloruro de oro: se forma sulfato férrico (sulfato de sexquióxido) y sexquicloruro de hierro. El oro precipitado mezclado con grasa de culebra, se usa en el dorado sobre vidrio y porcelana.

388. ÓXIDO DE ORO. Una gota de solucion de oro produce sobre la piel ó sobre un cuerpo orgánico una mancha de color violado subido, de *protóxido de oro* Au^2O, indeleble. Este óxido forma parte del precipitado producido por el protocloruro de estaño (púrpura de Casio), que se emplea para colorear de púrpura el vidrio y la porcelana: las sales de estaño pueden servir de reactivo para descubrir el oro en sus disoluciones. El *sexquióxido de oro ó ácido áurico*, Au^2O^3, tiene un color amarillo; se conduce como un ácido con los álcalis. Se combina tambien con el amoniaco y forma entonces un compuesto que detona con violencia; *oro detonante.*

389. SULFURO DE ORO. El ácido sulfhídrico forma en una solucion de oro un precipitado negro de sulfuro de oro soluble en el sulfhidrato de amoniaco. El oro no puede combinarse directamente con el azufre, pero es atacado por los sulfuros alcalinos.

Platino. (Pt.)

Equivalente = 98,58 ó 1232,08. Densidad = 21,5.

Introducido en Europa en 1741 por Wood.

390. PROPIEDADES DEL PLATINO. El platino es un metal mas denso que el oro. No se introdujo en Europa sino á mediados del siglo último; era conocido en Europa con el nombre español de platina, ó lo que es lo mismo pequeña plata. Se encuentra generalmente este metal, bajo la forma de granos redondeados, en los terrenos auríferos; se encuentra tambien en bastante cantidad en los montes Ourals; alguna vez en pepitas, cuyo tamaño varía desde el de una lenteja hasta el de un huevo. El platino es inalterable como el oro; es tenaz, muy ductil, y puede soldarse entre sí como el hierro; no se funde mas que al soplete de gas tonante. El platino se hace todavía menos fusible, y al mismo tiempo mas inalterable y mas duro, cuando contiene una pequeña cantidad de iridio. Estas propiedades han sido la causa de emplearle desde el principio del siglo en los laboratorios y en las artes, en donde es indispensable. Se hacen de él retortas para la destilacion de los ácidos sulfúrico y fluorhídrico, crisoles en los que pueden calentarse la mayor parte de las sustancias al rojo blanco sin que el metal se altere. Es necesario, sin embargo, evitar el calentar en ellos metales, porque muchos de estos forman con el platino aleaciones mas fusibles que el mismo platino; de suerte que los crisoles serían taladrados inmediatamente; lo mismo sucede con el azufre, fósforo, arsénico, boro y silicio, que hacen al platino quebradizo. El precio del platino tiene un término medio entre el oro y la plata; en Rusia se hace uso del platino para la moneda; no se emplea en objetos de bisutería por su tinte gris y porque no es susceptible de tan buen pulimento como la plata.

391. BICLORURO DE PLATINO. El platino se disuelve, como

el oro, en el agua regia; se trasforma en *bicloruro de platino*, $PtCl^2$, cuya solucion es de color anaranjado subido.

392. ESPONJA DE PLATINO. *Experiencia.* Si se añade cloruro de platino en disolucion á otra disolucion de clorhidrato de amoniaco, se forma un precipitado de color anaranjado subido que es una sal doble; el cloruro doble de platino y amoniaco. Cuando el precipitado se ha depositado, se decanta el líquido y se deseca aquel, hasta que pueda reunirse en una bola, que se coloca en un crisol ó se fija en el extremo de un hilo de platino para calentarla á la lámpara. El calor destruye la combinacion; la sal amoniaco y el cloro se desprenden, mientras que el platino queda bajo la forma de una masa gris, muy porosa, la *esponja de platino*. En este estado el platino tiene la propiedad de condensar los gases y verificar entre ellos combinaciones que no tendrian lugar directamente (85,106). Comprimiendo la esponja de platino al rojo blanco, se obtiene el platino en masas compactas y susceptibles de ser laminadas en hojas ó estiradas en hilos. Hoy se funden con facilidad grandes cantidades de platino en aparatos de cal, calentados por medio del soplete de gas detonante, y cuya invencion es debida á M. H. Deville.

Negro de platino. Puede obtenerse el platino en un gran estado de division precipitando por el alcohol el *protocloruro de platino*, PtCl, disuelto en la potasa; se presenta entonces bajo la forma de un polvo negro que posee en mas alto grado la facultad de condensar los gases; se le llama *negro de platino*. Se hace incandescente cuando se pone en contacto con algunas gotas de alcohol, que trasforma inmediatamente en ácido acético. El negro de platino determina en este caso la combinacion entre el alcohol y el oxígeno del aire.

393. *Experiencia.* Si se repite la experiencia 386, *a*, sustituyendo á la solucion de oro una solucion de platino, se deposita sobre el cristal una capa de platino metálico, porque la combinacion de platino no es mas estable que la sal de oro. Se decolora ó se recubre alguna vez la porcelana de una capa de platino á la que el pulimento da un hermoso brillo.

394. CLORUROS DOBLES. El cloruro de potasio forma un precipitado de cloruro doble con las sales de potasa como con las sales de amoniaco; se emplea con frecuencia como reactivo para dosizar estos dos álcalis, y sobre todo para separar la potasa de la sosa en los análisis.

El platino forma con el oxígeno un protóxido y un bióxido, como forma con el cloro un protocloruro y un bicloruro.

395. El *paladio*, *iridio*, *rutenio*, *rodio y osmio*, se encuentran casi siempre asociados al platino en los minerales: gozan en parte de las mismas propiedades que este metal.

RESÚMEN.

1.° El plomo, el bismuto, el cobre, el mercurio, la plata, el oro y el platino, no descomponen el agua para combinarse con el oxígeno, como los metales pesados de los dos primeros grupos; no se disuelven sino en los ácidos concentrados.

2.° Sus óxidos inferiores son básicos; los superiores son indiferentes ó ácidos.

3.° Estos metales se encuentran en la naturaleza al estado nativo ó al estado de sulfuros; rara vez al estado de óxidos.

4.° Su densidad es mas elevada que la de los metales anteriores; varía de 8,8 á 21,5 (la del iridio es de 23).

5.° Todos son precipitados al estado de sulfuros por el ácido sufhídrico; por consiguiente, por el sulfhidrato de amoniaco, que disuelve el sulfuro de oro y el sulfuro de platino.

6.° El mercurio, la plata, el oro y el platino, son inalterables al aire.

Cuando se han trasformado en óxidos por medio de un ácido, el calor basta para poner el metal en libertad. Para los demas metales hay necesidad del concurso de un cuerpo reductor.

TERCER GRUPO DE METALES PESADOS.

Tungsteno, Molibdeno, Titano, Tántalo, Niobio, Vanadio.

396. Estos metales son muy raros y no han recibido todavía aplicacion. Sus óxidos superiores son todos ácidos bien caracterizados; los dos primeros son los mas conocidos. El tungsteno se encuentra en el *wolfram* (tungstato de hierro y manganeso), y el molibdeno se encuentra sobre todo al estado de sulfuro de molibdeno ó molibdato de plomo. El molibdato de amoniaco es un reactivo empleado para investigar el ácido fosfórico.

Cromo (Cr).

Equivalente = 26,28 ó 328,5. Densidad = 6,0

Descubierto por Vauquelin en 1797.

397. El cromo es un metal muy duro; aun cuando la época de su descubrimiento no sea muy remota, ha recibido ya numerosas aplicaciones, no en el estado metálico sino por sus combinaciones, porque la mayor parte de sus compuestos producen bellas coloraciones. A esta propiedad es á lo que debe el nombre de cromo (color).

El mineral de cromo mas importante es el hierro cromado, del que hoy se explotan filones considerables en Suecia, en el Oural, y sobre todo en la América del Norte; existe de él una mina importante en el mediodia de Francia. Se transforma en una sal, el bicromato de potasa, muy usado en las artes en forma de hermosos cristales rojos, con los que se preparan los demas compuestos de cromo.

398. BICROMATO DE POTASA. $KO,^2CrO^3$. Esta sal contiene dos equivalentes de ácido para uno de base; es una sal ácida que cristaliza en tablas rectangulares muy coloreadas en rojo,

100 partes de agua á la temperatura ordinaria disuelven 10 de bicromato de potasa; pero esta sal es mucho mas soluble en el agua caliente.

Experiencia. Si á una solucion de 5 gramos de bicromato de potasa en 50 centímetros cúbicos de agua, se añaden $2^{gr},5$ de carbonato de potasa, y se concentra, se convierte en un color amarillo pálido, deposita cristales anaranjados de *cromato neutro de potasa* KO,CrO^3. La potasa del carbonato se ha combinado con el segundo equivalente de ácido crómico, y el ácido carbónico se ha puesto en libertad. Si se añade á la solucion amarilla de cromato neutro un poco de ácido nítrico, esta solucion adquiere inmediatamente una tinta anaranjada, porque se forma de nuevo bicromata de potasa y nitrato con el segundo equivalente de álcali.

399. CROMATO DE PLOMO. PbO, CrO^3. *Experiencia.* Se añade acetato de plomo á una solucion de bicromato de potasa; al cabo de algun tiempo se forma un precipitado; este precipitado es de *cromato de plomo*; el color amarillo mas vivo y mas generalmente empleado para la pintura al óleo, la impresion de tejidos y fabricacion de papeles pintados. Mezclado con creta, talco, arcilla, yeso, etc., constituye los colores conocidos con los nombres de amarillo imperial, amarillo de rey, amarillo de Paris, etc. Mezclado con azul de Prusia produce colores verdes, tales como el verde de Nápoles, el cinabrio verde, etc.

Experiencia. Si se hierve amarillo de cromo en agua con carbonato de potasa, adquiere un color mas subido, que convierte en anaranjado y produce el *cromo anaranjado*, que contiene algo menos ácido crómico que el amarillo de cromo; se nota fácilmente porque el agua en la que se ha hervido se colorea en amarillo, coloracion debida al cromato de potasa.

Rojo de cromo. El cromato de plomo fundido con nitrato de potasa pierde la mitad de su ácido y se trasforma en *cromato básico de plomo*, $2PbO,CrO^3$, cuyo color rojo puede compararse al del cinabrio.

Experiencia. El amarillo de cromo se emplea en tintoreria

y en la impresion de los tejidos; pero no se aplica ya formado: se tratan los tejidos con la sal de plomo; despues se les pasa por la solucion de cromato de potasa. Si se sumerge un pedazo de tela en una solucion de acetato de plomo, y se deja secar para sumergirle despues en una solucion de cromato de potasa, se encuentra teñido de amarillo; la tela amarilla que se hierve durante algun tiempo en una lechada de cal se vuelve anaranjada; aquí tiene lugar el mismo fenómeno que en la ebullicion del cromato de plomo con el carbonato de potasa: el cromato de potasa precipita en amarillo las sales de barita y zinc; en rojo de teja las sales de mercurio; en rojo purpúreo las sales de plata.

400. SEXQUIÓXIDO DE CROMO. Cr^2O^3. *Experiencia.* Si se hierve cromato de plomo con ácido clorhídrico, la solucion adquiere una tinta verde y se forma un precipitado blanco de cloruro de plomo; la materia disuelta es *sexquicloruro de cromo.* Durante la operacion se desprende cloro producido por una reaccion idéntica á la del peróxido de manganeso sobre el ácido clorhídrico; el oxígeno del ácido crómico ha transformado el ácido clorhídrico en cloro, del que una mitad se ha combinado con el cromo, mientras que la otra mitad se ha desprendido. El amoniaco añadido á la solucion de sexquicloruro de cromo forma en ella un precipitado verdoso de *sexquióxido de cromo hidratado*, que adquiere un color verde subido al perder su agua de hidratacion. Se emplea en pintura sobre vidrio y porcelana; produce un hermoso color verde.

Experiencia. La facilidad con que el ácido crómico pierde la mitad de su oxígeno, hace que sea un poderoso medio de combustion por via húmeda. Se disuelve en un matracito una corta cantidad de bicromato de potasa en un poco de agua; se añaden unas gotas de ácido sulfúrico y se calienta. Algunos fragmentos de azúcar ó algunas gotas de alcohol añadidos á esta solucion, producen una viva efervescencia debida al desprendimiento de ácido carbónico; el líquido, de rojo que era, queda verde y no contiene mas que sulfato de potasa y sexquióxido de cromo.

401. Ácido crómico. CrO^3. *Experiencia.* Se humedecen en una cápsula 20 gramos de bicromato de potasa en polvo con 20 gramos de ácido sulfúrico diluido en su peso de agua, y se calienta la mezcla por espacio de cinco minutos próximamente (fig. 154). Una gota de este líquido, proyectada sobre una hoja de papel, queda verde y produce una efervescencia. Cuando la cápsula se ha enfriado, se vierten en ella próximamente 20 gramos de agua, se agita, despues se decanta con precaucion en un vaso la solucion que contiene el ácido crómico disuelto, mientras que los cristales de sulfato de potasa quedan en la cápsula. A la solucion decantada se añaden 60 á 80 gramos de ácido sulfúrico; el ácido crómico se deposita entonces en pequeños cristales rojos. Al cabo de 24 horas, cuando el precipitado se ha formado, se decanta el líquido que sobrenada y se deseca la papilla cristalina por espacio de un dia sobre un lienzo que se recubre con papeles para evitar el polvo. Pasado este tiempo, el ácido crómico seco se separa y se guarda en un frasco perfectamente esmerilado. Se verá, por las dos experiencias que siguen, con qué facilidad este cuerpo se descompone en oxígeno y sexquióxido de cromo.

Experiencia a. Si se proyecta un poco de ácido crómico en el fondo de un vaso cuyas paredes estén humedecidas con alcohol, este se combina con tanta rapidez con el oxígeno del ácido crómico, que se inflama en seguida. El olor de vinagre que se percibe da á entender qué especie de trasformacion ha experimentado el alcohol; la que tiene lugar lentamente por la absorcion del oxígeno del aire en la trasformacion del vino ó cerveza en vinagre, se efectúa aquí con rapidez con el auxilio del oxígeno del ácido crómico, y el calor desprendido en la reaccion basta para inflamar el alcohol.

Experiencia b. Se mezclan en un morterito sin apoyar fuertemente sobre la mano una pequeña cantidad de ácido crómico con la cuarta parte de su volúmen de alcanfor en polvo; despues, por medio de un tubo afilado ó una varilla, se deja caer desde bastante alto una gota de alcohol: se produce instantáneamente una llama acompañada de una detonacion aná-

loga á la que produciria la pólvora. Queda en el mortero una materia verde parecida al musgo, muy tenue, formada por el sexquióxido de cromo, que ha sido considerablemente dividido por la espansion de los gases en el momento de la combustion.

Estas propiedades del ácido crómico le colocan entre los oxidantes mas enérgicos, tales como los ácidos nítrico, clórico, mangánico, plúmbico, el cloro, *etc.*

Antimonio. (Sb, del latin *stibium.*)

Equivalente = 129 ó 1612,50. Densidad = 6,7.

Los compuestos antimoniales eran conocidos desde hace mucho tiempo; el antimonio al estado metálico no es conocido sino desde el siglo XV.

402. El antimonio, conocido con el nombre de *régulo de antimonio*, es un metal blanco como el bismuto, que no posee sin embargo su tinta rosácea; de estructura cristalina y laminosa; muy quebradizo, y puede triturarse fácilmente en un mortero; se funde á 450°. Los compuestos antimoniales son venenosos; provocan el vómito, cuya circunstancia hace que se empleen con frecuencia en medicina.

403. PROTÓXIDO DE ANTIMONIO. SbO^3. *Experiencia.* El antimonio no se altera al aire á la temperatura ordinaria; pero se oxida á una temperatura elevada; calentado al soplete sobre un carbon, arde con una llama blanca y el óxido formado es arrastrado ó se deposita sobre el carbon. El glóbulo de antimonio fundido se recubre por enfriamiento de una capa cristalina de óxido; pero si se proyecta en fusion sobre una hoja de papel se divide en una gran cantidad de glóbulos que quedan incandescentes por un instante y dejan sobre el papel tras de sí una línea formada por óxido. El olor aliáceo que se percibe en la fusion del antimonio es debido á una pequeña cantidad de arsénico que contiene con frecuencia este metal.

404. ÁCIDO ANTIMÓNICO. SbO^5. Si se hierve el óxido de antimonio en el ácido nítrico, todavía adquiere dos equivalentes de oxígeno y se trasforma en ácido antimónico, insoluble en el agua y en los ácidos. El calor le hace perder un equivalente de oxígeno y queda una combinacion de óxido de antimonio y ácido antimónico, SbO^4, que se llama *ácido antimonioso*. Este cuerpo no es volátil: comunica al vidrio y á la porcelana un color amarillo ó anaranjado.

Experiencia. El antimonio, calentado con ácido nítrico, se convierte, como el estaño, en una materia blanca insoluble, el *ácido antimonioso*, formado de una mezcla de los dos óxidos. Si, por el contrario, se echa en un crisol caliente antimonio mezclado con nitrato de potasa, se forma solo ácido antimónico que se combina con el álcali del nitrato: el *antimoniato de potasa*, $KOSbO^5$ se disuelve en el agua hirviendo: se emplea como reactivo para descubrir la sosa, con la que forma una combinacion casi totalmente insoluble.

405. PROTOCLORURO DE ANTIMONIO. $SbCl^3$. El antimonio se disuelve con dificultad en el ácido clorhídrico: el procedimiento de preparacion mas sencillo consiste en disolver el sulfuro de antimonio en el ácido clorhídrico.

Experiencia. Se disuelven en un matraz 20 gramos de sulfuro de antimonio en 100 de ácido clorhídrico. Se forma *protocloruro de antimonio* y se desprende ácido sulfhídrico, que se pierde ó se recibe en el agua ó en una lechada de cal para absorberle. El protocloruro de antimonio, llamado en otro tiempo *manteca de antimonio* por su consistencia butirácea, queda en disolucion en el líquido ácido, que se decanta en el momento que se ha aclarado. Algunas gotas de esta solucion extendidas con rapidez en una placa de hierro, producen en su superficie una capa parda de antimonio metálico, que preserva el hierro de la oxidacion. Se pulimentan con frecuencia de este modo los cañones de las armas de fuego para preservarles de la oxidacion.

Si se hace pasar la corriente de ácido sulfhídrico á traves de una lechada de cal, se obtiene como producto accesorio un

oxisulfuro de calcio, que tiene la propiedad de hacer caer rápidamente el cabello ó el pelo de cualquier parte del cuerpo, como se demuestra fácilmente sumergiendo durante algun tiempo un pedazo de piel de vaca en este líquido.

Experiencia. Se vierten próximamente 40 gramos de la solucion de protocloruro de antimonio en medio litro de agua hirviendo: se forma un precipitado blanco de *oxicloruro de antimonio*, $SbO^2.Cl$, insoluble en agua y conocido en otro tiempo con el nombre de *polvos de Algaroth*. Se lava repetidas veces con agua; despues se le pone en digestion durante una hora con una solucion formada de 10 gramos de carbonato sódico y 100 de agua, en cuya digestion pierde el resto de su cloro y se transforma en protóxido de antimonio. Se obtiene de esta manera por via húmeda el compuesto que se ha preparado directamente oxidando el antimonio al aire (403).

406. TARTRATO DE POTASA Y ANTIMONIO, TÁRTARO ESTIBIADO Ó EMÉTICO. $KOSbO^3,T^2 + 2HO$. *Experiencia.* A 100 gramos de agua destilada hirviendo, colocada en una cápsula de porcelana, se añade una mezcla de 5 partes de bitartrato de potasa y 5 de óxido de antimonio: se concentra el líquido hasta la mitad de su volúmen; se filtra mientras está caliente y se vierte la mitad en el alcohol y la otra parte se deja enfriar con lentitud. Se obtiene tartrato doble por los dos caminos: por este último se tendrá en gruesos cristales; por la primera en polvo muy fino, porque el emético, siendo insoluble en alcohol, se precipita. El bitartrato de potasa es una sal ácida: el segundo equivalente de ácido es saturado por el óxido de antimonio, que produce el tartrato doble de potasa y antimonio, sal tóxica empleada en medicina como emético enérgico; es soluble en frio en 15 partes de agua. (1)

(1) Conócense otra porcion de métodos de obtencion del tártaro emético, tales como el que consiste en usar el bitartrato potásico y un oxisulfuro de antimonio, ó el oxicloruro de este metal, ó el oxisulfato, y algunos otros, cuya descripcion es mas adecuada para una obra de farmacia.

En medicina se usa tambien ademas de emético como purgante, y en las neumonias segun las dosis á que se administre. (*N. del T.*)

407. PROTOSULFURO DE ANTIMONIO. SbS^3. *Experiencia.* Si se vierte ácido sulfhídrico en una solucion de emético, se forma un precipitado anaranjado de protosulfuro de antimonio; este precipitado es característico para el antimonio; es el único metal que precipita al estado de sulfuro de este color; la tinta se hace mas subida por la desecacion.

Al estado de protosulfuro es como se encuentra con mas frecuencia el antimonio en la naturaleza; pero tiene entonces otro aspecto que el que se acaba de preparar: son masas compactas de color gris negruzco, con reflejos metálicos; estas masas parecen estar formadas por la reunion de una gran cantidad de agujas cristalinas. El protosulfuro de antimonio empieza á fundirse á la llama de una bujía. Tambien es fácil extraerle del mineral por licuacion. Triturado forma un polvo negro con puntos brillantes que se emplea con frecuencia en los campos contra algunas enfermedades de los ganados.

Experiencia. Se hierve durante algun tiempo sulfuro de antimonio pulverizado con una solucion de potasa cáustica; despues se decanta la solucion, á la que se añade un ácido por pequeñas porciones para neutralizarla: se precipita sulfuro de antimonio que estaba disuelto por la potasa. Este sulfuro de antimonio, que lleva en farmacia el nombre de *kérmes mineral*, (1) es mucho mas dividido que el sulfuro natural (129), por cuya circunstancia está coloreado de rojo; contiene, sin embargo, algo de óxido de antimonio. El sulfuro precipitado del emético, de color anaranjado, es todavía mas dividido que el del kérmes.

Los tres sulfuros, anaranjado, rojo y negro, tienen la misma composicion, y no son mas que estados isoméricos de un mismo cuerpo.

(1) No es este el procedimiento que generalmente se sigue en farmacia para la obtencion del kérmes; se emplea el de Glucel, que consiste en hervir 1 parte de sulfuro de antimonio, 22,5 partes de carbonato sódico y 250 partes de agua, por espacio de dos horas, reemplazando el líquido perdido por evaporacion y filtrando de modo que el enfriamiento sea lento. Es el kérmes un sulfo antimónito y antimónito sódicos ácidos. *(N. del T.)*

Se prepara tambien en las oficinas de farmacia un sulfuro de antimonio mas dividido que los anteriores; el *persulfuro de antimonio*, SbS^5, de color anaranjado, corresponde al ácido antimónico como el protosulfuro corresponde al protóxido de antimonio.

Hidrógeno antimoniado. (Véase § 418.)

408. METALURGIA DEL ANTIMONIO. Para obtener el antimonio metálico, basta calentar el sulfuro con hierro. El hierro se combina con el azufre, mientras que el antimonio se reune en un boton en el fondo del crisol.

409. ALEACIONES DE ANTIMONIO. De todas las aleaciones de antimonio, la mas importante es la que forma con el plomo y sirve para fabricar los caractéres de imprenta. El plomo solo es demasiado blando y se deterioraría muy pronto por las prensas tipográficas; pero aleado á cierta porcion de antimonio, que varía de $\frac{1}{8}$ á $\frac{1}{12}$, adquiere una dureza suficiente para que los caractéres fundidos con esta aleacion puedan resistir largo tiempo sin experimentar deterioro.

Arsénico. (As.)

Equivalente = 75 ó 937,5. Densidad = 5,6.

El conocimiento de algunas de las combinaciones de arsénico se remonta á la mayor antigüedad.

410. Los compuestos arsenicales están clasificados entre los venenos mas violentos del reino mineral, y producen siempre la muerte, aun en dósis cortas, si no se combaten con prontitud sns funestos efectos.

Los mejores antídotos son la magnesia y el sexquióxido de hierro hidratado, que trasforman los compuestos arsenicales en sustancias insolubles. Cuando no podemos disponer con facilidad de estos agentes, se combate la accion del veneno por la leche, clara de huevo, agua de jabon ó agua azucara-

da. Durante el tiempo que se hacen las experiencias con el arsénico, hay necesidad de evitar la respiracion de vapores arsenicales; los vasos que se hayan usado deben limpiarse con mucho cuidado, y las aguas de locion arrojarse en un sitio que no perjudiquen ni á las personas ni á los animales.

411. ARSÉNICO. El arsénico se encuentra alguna vez al estado metálico en los minerales; en este caso es de un gris azulado muy brillante; lo mas frecuente es que se halle combinado con otros metales ó con el azufre; se obtiene entonces descomponiendo el sulfuro de hierro. El arsénico destila y se condensa en el recipiente. En este estado se emplea alguna vez para matar las moscas y otros insectos; se hierve un momento con agua, en la cual se disuelve la película de óxido que se ha formado en la superficie del arsénico.

Experiencia. Se introduce un fragmento de arsénico del tamaño de una semilla de mijo en un tubo de vidrio cerrado por una extremidad; despues se calienta á la lámpara (fig. 155).

El arsénico, que empieza á volatilizarse á 180°, viene á condensarse en la parte superior del tubo, donde forma una *superficie brillante negra*; esparce al mismo tiempo un olor aliáceo particular de vapores arsenicales. Estas dos propiedades son características para el arsénico. El fósforo expuesto al aire esparce un olor aliáceo análogo al del arsénico; si este carácter asemeja á estos dos cuerpos, se verá que presentan mayor número de analogías por el conjunto de sus combinaciones.

412. ACIDO ARSENIOSO Ó ARSÉNICO BLANCO. AsO^3. *Experiencia.* Si se calienta el arsénico condensado en las paredes del tubo en la experiencia anterior, estando el tubo abierto por las dos extremidades, se forman vapores blancos que se condensan bajo la forma pulverulenta ó en pequeños cristales blancos en la parte fria del tubo. Estos cristales, vistos por medio de una lente, afectan la forma octaédrica: son el producto de la combustion del arsénico, el *ácido arsenioso ó arsénico blanco*, conocido vulgarmente con el nombre de *arsénico ó mata ratones.* Se obtiene el ácido arsenioso como producto

accesorio en la tostacion de los minerales de estaño, plata y cobalto, ó calentando los minerales de arsénico en aparatos especiales. El ácido ar senioso muy dividido se deposita en tubos largos por donde se hacen pasar corrientes de aire; se obtiene así arsénico bruto en polvo, que se purifica por una nueva sublimacion. Se reune entonces en una masa vitrea que al cabo de tiempo pierde su trasparencia, queda blanca y traslucida, como la porcelana, á consecuencia de un cambio molecular que se verifica en el interior del cuerpo ya solidificado (280).

El ácido arsenioso es soluble en 10 á 12 partes de agua caliente y en 50 de agua fria: esta solubilidad es suficiente para convertir el agua en un veneno violento. Con el ácido arsenioso se destruyen los ratones y los insectos; para este uso no se vende mas que el arsénico coloreado con objeto de distinguirle de la harina ó azúcar en polvo. Para evitar que los ratones esparzan las sustancias tóxicas, el mejor medio consiste en clavar una corteza de tocino sobre una tabla y recubrir esta corteza de arsénico. Si se pone en una cuadra, es necesario cuidar de tapar los pesebres, con objeto de que los ratones envenenados no puedan penetrar en ellos. Se emplea con ventaja el ácido arsenioso ó el arsenito de sosa en el encalado de las semillas, porque no solamente estas sustancias preservan el trigo del tizon, sino que al mismo tiempo destruyen los animales perjudiciales que se alimentan de la semilla.

El ácido arsenioso impide la putrefaccion de las materias orgánicas, como el sublimado corrosivo; por esta razon se usa para recubrir el interior de la piel de los animales disecados.

El ácido arsenioso abandona fácilmente su oxígeno á los demas cuerpos; los vidrieros le emplean, como el peróxido de manganeso (297), para trasformar en sexquióxido pardo el protóxido de hierro, que colorea el vidrio en negro ó en verde. Con una solucion de arsénico y mercurio en el ácido nítrico, deslustran los sombrereros las pieles de castor.

Reduccion del ácido arsenioso. Se coloca en el fondo de un tubito estirado en punta un fragmennto de carbon, y se calienta el tubo á la lámpara (fig. 156), primero la parte en que se encuentra el carbon, despues en la que está el ácido arsenioso, cuyo vapor se reduce al pasar por el carbon; el arsénico metálico se condensa en la parte fria del tubo. Es uno de los métodos mas seguros para descubrir pequeñas cantidades de arsénico.

413. ARSENITOS. *Experiencia.* Se calientan 2 gramos de ácido arsenioso con 20 de agua y 4 de carbonato de potasa; el ácido arsenioso se disuelve con rapidez y forma con el álcali *arsenito de potasa.*

a) Se añade á la mitad de la solucion preparada del modo antedicho otra formada de 3 gramos de sulfato de cobre en 20 de agua; esta solucion produce en la primera un precipitado amarillo verdoso cuando está húmedo, y verde subido cuando seco: es el arsenito de cobre, conocido con los nombres de *verde de Scheele ó verde mineral.*

b) Se añade á la segunda mitad de la solucion, despues de haberla introducido en un matraz, otra formada de las proporciones referidas de sulfato de cobre y agua (3 gramos de aquel y 20 de esta); se vierte ácido acético hasta que se produzca efervescencia; despues de una ebullicion de cinco minutos, se coloca el matraz en un gran vaso lleno de agua caliente y se deja enfriar con lentitud. Obtiénese al cabo de 24 horas de reposo una combinacion de arsenito y acetato de cobre, frecuentemente empleada en pintura por su hermoso color verde, conocido con el nombre de *verde de Schweinfurt.* Es preciso no hacer uso de esta sustancia en el decorado de las habitaciones; la emplean en la fabricacion de papeles pintados; pero siempre son perjudiciales, porque se desprenden de ellos por el rozamiento partículas muy tenues de arsenito de cobre, que ejercen una influencia perniciosa en la salud. Los operarios que preparan el verde de Schweinfurt están sujetos á padecimientos de pústulas, vejigas y úlceras en las partes expuestas al contacto de este color. Se ha introducido

en el comercio una materia colorante roja extraida de las maderas coloreadas, y que lleva el nombre de *rojo de cochinilla*: contiene una fuerte proporcion de arsénico.

414. ÁCIDO ARSÉNICO. AsO^5 El ácido arsenioso hervido con ácido nítrico, fija dos equivalentes mas de oxígeno y queda convertido en *ácido arsénico*. Se obtiene combinado con la potasa fundiendo una mezcla de ácido arsenioso y nitrato de potasa en proporciones convenientes. El *arseniato de potasa* cristaliza en pirámides cuadrangulares (fig. 157); se emplea en grandes cantidades en el estampado de los tejidos para hacer lo que se llama *reservados*; es decir, las partes que quedan blancas sobre un fondo coloreado.

415. SULFUROS DE ARSÉNICO. *Experiencia.* El ácido sulfhídrico produce en una solucion de ácido arsenioso un precipitado amarillo de *sulfuro de arsénico*, AsS^3, en el cual los tres equivalentes de oxígeno están reemplazados por tres equivalentes de azufre. Este carácter permite reconocer fácilmente el arsénico, porque solo las sales de cadmio y estaño forman en estas circunstancias un precipitado del mismo color. El sulfuro de arsénico es soluble en el sulfhidrato de amoniaco. Este sulfuro se encuentra formado en la naturaleza; lleva el nombre de *oropimente*, y se emplea en pintura como materia colorante amarilla. Este color debe proscribirse de los sitios habitados, porque sobre las paredes que contienen cal puede dar origen á un gas muy pernicioso (hidrógeno arseniado). Se prepara un color análogo al de la cera ó porcelana amarilla, destilando el ácido arsenioso con una corta cantidad de azufre: dicho color está formado en su mayor parte por ácido arsenioso, y apenas contiene sulfuro de arsénico.

Existe en la naturaleza un sulfuro de arsénico, AsS^2, rojo ó pardo: lleva el nombre de *rejalgar*.

416. EXTRACCION DEL ARSÉNICO. El arsénico se encuentra con frecuencia combinado con el hierro y el azufre: de este mineral se obtiene una gran parte del arsénico que circula en el comercio: sométese á la tostacion en hornos de reverbero; el ácido arsenioso que se forma se deposita en largos

conductos ó recipientes dispuestos con este objeto. El hierro y el azufre se oxidan al mismo tiempo que el arsénico; pero el óxido de hierro no es volátil, y el ácido sulfuroso se desprende en estado gaseoso.

417. HIDRÓGENO ARSENIADO. AsH^3. (1) *Experiencia.* Se produce hidrógeno por medio del zinc y ácido sulfúrico en un matracito provisto de un tubo terminado en capilar. Al cabo de algun tiempo se inflama el gas y se coloca sobre la llama un fragmento de porcelana ó una cápsula de esta sustancia (fig. 158): no se deposita sobre ella mas que el agua formada por la combustion del hidrógeno. Si despues se introduce un pedazo de madera en el verde de Schweinfurt, no dejando que adhieran á este mas que algunas partículas de este cuerpo, y se introduce el pedazo de madera en el matraz, el hidrógeno, inflamado nuevamente, arde con una llama lívida y deposita sobre la porcelana una capa parda ó negra muy brillante de arsénico metálico: el ácido arsenioso ha sido reducido por el hidrógeno naciente, que se ha combinado con el arsénico para formar el *hidrógeno arseniado*; este gas es descompuesto en la llama: el arsénico metálico arde en la parte exterior y se trasforma en ácido arsenioso. Esta combustion no tiene lugar cuando se interpone en la llama un cuerpo frio, sobre el que se deposita el arsénico en forma de una capa brillante, como el carbon se deposita constituyendo capa mate en circunstancias análogas. Este procedimiento es de gran valor para descubrir el arsénico; el aparato descrito ha recibido el nombre de aparato de *Marsh*, por haber sido este su inventor; se ha perfeccionado bastante para las investigaciones químico-legales. Es necesario tener cuidado no respirar los gases que se producen en la combustion del hidrógeno, y sobre todo el gas no inflamado, porque el hidrógeno arseniado es uno de los gases mas deletéreos: una cantidad extraordinariamente pequeña basta para causar la muerte.

(1) Recibe tambien los nombres de arseniuro trihídrico y arsenamoniaco. (*N. del T.*)

418. HIDRÓGENO ANTIMONIADO., SbH^3. *Experiencia.* Si se repite la experiencia anterior sustituyendo el emético al verde de Schweinfurt, se deposita tambien sobre la porcelana una mancha negra formada por el antimonio: es mas negra que la de arsénico y se asemeja mas al carbon. Si se humedece con una disolucion de hipoclorito de cal, no se altera, mientras que la mancha arsenical se disuelve inmediatamente.

El antimonio y el arsénico forman, como el fósforo, combinaciones hidrogenadas que tienen la mayor analogía con el amoniaco; gozan, como esta, de propiedades básicas. Estos dos cuerpos forman ácidos análogos á los nitroso y fosforoso, nítrico y fosfórico: tambien se clasifican con frecuencia entre los metaloides: otras veces se hallan colocados entre los metales; forman, digámoslo así, una transicion entre aquellos y estos.

RESÚMEN.

1.° El cromo, antimonio y arsénico, no descomponen el agua; son atacados por los ácidos concentrados.

2.° Sus óxidos inferiores se conducen como ácidos ó como bases: los superiores son ácidos bien caracterizados.

3.° Estos metales se encuentran con frecuencia al estado de sulfuros, excepto el cromo.

4.° El antimonio y el arsénico son precipitados de sus disoluciones al estado de sulfuros por el ácido sulfhídrico; el cromo se conduce bajo este punto de vista como el hierro, con el que tiene la mayor analogía: no precipita por el hidrógeno sulfurado.

5.° El antimonio y el arsénico se combinan con el hidrógeno como los metaloides.

RESÚMEN GENERAL DE LOS METALES.

Metales.

1.° Todos los metales tienen un brillo particular; son *opacos* y *buenos* conductores del calor y la electricidad.

2.° La mayor parte de los metales cristalizan por un enfriamiento lento (en cubos con mas frecuencia).

3.° Todos los metales son fusibles, pero á temperaturas muy diferentes; la mayor parte se volatilizan á temperaturas elevadas.

3.° Todos los metales se combinan con el oxígeno, azufre y cloro.

5.° Se mezclan íntimamente y se combinan con frecuencia entre sí cuando se les funde reunidos (aleaciones).

Oxidos.

6.° La mayor parte de los metales forman con el oxígeno *óxidos básicos*. Casi todos los óxidos metálicos son insolubles en agua.

7.° Muchos metales no forman mas que un óxido (ó al menos no se conoce de ellos mas que un bióxido muy poco estable); otros forman dos, tres, cuatro y aun cinco. Los óxidos mas elevados son entonces ácidos.

8.° Los metales se unen al oxígeno:

a) Por la exposicion al aire húmedo;

b) Cuando se calientan al contacto del aire;

c) Descomponiendo el agua á la temperatura ordinaria;

d) Descomponiendo el agua al calor rojo;

e) Descomponiendo el agua bajo la influencia de un ácido; en este caso se les precipita por una base enérgica;

f) Descomponiendo los ácidos concentrados; se les precipita tambien por medio de una base enérgica;

g) Calentándoles con nitrato ó clorato de potasa.

9.° Los óxidos son reducidos:

a) Por solo la accion del calor;

b) Por el carbon con el auxilio del calor;

c) Por el hidrógeno con el auxilio del calor;

d) Por un metal mas electro-positivo;

e) Por la corriente eléctrica.

Sulfuros.

10. Los sulfuros de los metales ligeros son solubles en agua; los de los demas metales son insolubles;

11. Un metal generalmente forma, al menos, tantos sulfuros como óxidos.

12. Se obtienen los sulfuros:

a) Mezclando ó fundiendo el metal con azufre ó calentándole en una atmósfera de vapor de este;

b) Tratando los óxidos ó las sales por el ácido sulfhídrico;

c) Calentando los sulfatos con carbon.

13. Los metales pierden su azufre:

a) Por la tostacion al aire;

b) Por la accion de un metal mas electro-positivo;

c) Cuando se calientan en medio de una corriente de vapor acuoso;

d) Cuando se calientan con ácidos enérgicos.

Cloruros.

14. La mayor parte de los cloruros son solubles en el agua y cristalizables *(solo los cloruros argéntico, mercurioso, plúmbico y cuproso son insolubles. N. del T.)*

15. En general un metal forma tantos cloruros como óxidos.

16. Los cloruros se obtienen:

a) Poniendo un metal ó su óxido en contacto con el cloro;

b) Disolviendo los metales en el ácido clorhídrico;

c) Disolviendo los metales en agua regia;

d) Por doble descomposicion de un cloruro y una oxisal.

17. Se les puede privar á los metales del cloro:

a) Por el calor;

b) Calentándoles en el hidrógeno;

c) Por medio de un metal mas electro-positivo;

d) Por medio de un ácido enérgico como el sulfúrico.

Oxisales.

18. Todo ácido forma en general una sal con un óxido básico; el número de sales es, pues, indeterminado.

19. Para que un sub óxido pueda combinarse con un ácido, es necesario que absorba primero nueva cantidad de oxígeno; los peróxidos, por el contrario, deben perderla.

20. La mayor parte de las sales son cristalizables, unas con agua de cristalizacion y otras sin ella.

21. Las sales son muy solubles, poco solubles ó insolubles en agua.

22. Las sales se forman:

a) Cuando se exponen los metales al aire;

b) Cuando se disuelven los metales ó sus óxidos en los ácidos.

c) En la descomposicion de los sulfuros por los ácidos ó por la exposicion de los sulfuros al aire;

d) Por la sustitucion de un metal por otro.

23. Muchas sales pierden por el calor sus ácidos, que se desprenden (ácido carbónico) ó se queman (ácidos orgánicos).

24. Se reducen las sales como los óxidos. Si la reduccion se hace por medio del carbon, se agrega alguna vez una base qne se combina con el ácido.

Estado natural de los metales.

25. La naturaleza nos presenta los metales principalmente bajo las cinco formas siguientes: 1.°, *nativos*; 2.°, combinados con el azufre al estado de *sulfuros*; 3.°, combinados con el arsénico al estado de *arseniuros*; 4.°, combinados con el oxígeno al estado de *óxidos*; 5.°, combinados con el oxígeno y un ácido al estado de *sales*.

Entre los metales usuales se encuentran:

1) Al estado nativo.	2) Al estado de sulfuros.	3) Al estado de arseniuros.	4) Al estado de óxidos.	5) Al estado de sales.
Oro.	Plomo.	Cobalto.	Manganeso.	Sodio y Potasio.
Platino.	Antimonio.	Nickel.	Estaño.	Bario y estroncio.
Plata.	Cobre.	Plata.	Hierro.	Calcio y magnesio.
Mercurio.	Plata.	Hierro.	Cromo.	Aluminio.
Bismuto.	Mercurio.		Zinc.	Zinc y hierro.
Arsénico.	Arsénico.		Urano.	Plomo y cobre.
	Hierro.		Cobre.	
	Zinc.			

AGRUPACION DE LOS ELEMENTOS MAS USUALES.

Es difícil agrupar los elementos ordenadamente segun sus propiedades y afinidad entre sí. Con arreglo á sus caractéres físicos y químicos, pueden colocarse del modo siguiente:

Oxígeno.

Fluor, cloro, bromo, iodo.

Azufre, selenio.

Fósforo, nitrógeno, arsénico, antimonio.

Carbono, boro, silicio.

Cromo.

Platino, oro.

Bismuto, plomo, plata, mercurio, cobre.

Cobalto, nickel, hierro, manganeso.

Estaño, cadmio, zinc.

Aluminio.

Manganeso, calcio, estroncio, bario.

Sodio, potasio.

Hidrógeno.

En el cuadro siguiente se han colocado á la cabeza de las dos columnas los dos cuerpos que tienen las propiedades mas opuestas: el mas electro-negativo, el *oxígeno*, y el mas electro-positivo, el *potasio*. Por bajo de cada uno de ellos se han colocado los cuerpos segun su analogía con el que forma la cabeza de la columna. La posicion intermedia entre las dos columnas está ocupada por los cuerpos que son ya electro-positivos ó electro-negativos. Segun la regla de que dos cuer-

pos tienen tanta mas afinidad entre sí cuanto menos se asemejan en sus propiedades, este cuadro podrá dar una idea de la afinidad recíproca de los cuerpos si se considera que tienen tanta mas afinidad cuanto mas apartados se hallan. El oxígeno se combinaria por consiguiente de preferencia con el potasio, despues con el sodio, etc., y no con el fluor; el potasio de preferencia con el oxígeno, despues con los halógenos, el azufre, etc., y no con el sodio, el litio, etc. Es necesario, sin embargo, hacer notar que este cuadro no es exacto mas que en su conjunto; pero que puede ofrecer gran número de excepciones si se considera en detalle.

Elementos electro-negativos que forman de preferencia ácidos.			Elementos electro-positivos que forman de preferencia bases.
—			+
Oxígeno.	*Hidrógeno.*		*Potasio.*
Fluor.			Sodio.
Cloro.			Litio.
Bromo.			Bario.
Iodo.			Estroncio.
Azufre.			Calcio.
Selenio.			Magnesio.
Fósforo.			Aluminio.
Nitrógeno.			Manganeso.
Carbono.			Hierro.
Boro.			Zinc.
Silicio.			Cobalto.
Arsénico.			Nickel.
Antimonio.			Cadmio.
Oro.			Cromo.
Platino.	Cobre.	Estaño	Urano.
Plata.	Mercurio.	Plomo.	Bismuto. (1)

Elementos que forman ya bases ó ya ácidos.

∓

(1) Faltan los metales Cesio y Rubidio, que deben colocarse antes que el Potasio y el Talio, al lado del plomo. *(N. del T.)*

SEGUNDA PARTE.

QUÍMICA ORGÁNICA.

Sustancias vegetales.

419. FUERZA VITAL. La semilla, colocada en condiciones convenientes de humedad y temperatura, ha recibido de la naturaleza la facultad de germinar. El gérmen se desarrolla, se cubre de hojas, flores, y por último, de frutos: despues muere la planta.

La germinacion, el crecimiento, la florescencia y fructificacion, seguida de la muerte, son las principales fases del desarrollo de una planta; cuando la semilla ha llegado á la madurez, es decir, ha adquirido la facultad de reproducir otro individuo enteramente semejante al que le ha dado origen, la planta ha cumplido su mision; muere, y empieza la descomposicion. En las plantas vivaces subsiste tambien el hecho fundamental; todas, en efecto, despues de la fructificacion, experimentan en su vejetacion una especie de paralisis que corresponde á la muerte de las plantas anuas.

La fuerza que provoca las manifestaciones vitales en el reino vegetal nos es desconocida; ha recibido el nombre de *fuerza vital*; pero no puede definirse. Ejerce su accion de un

modo misterioso y desconocido, que parece imposible que llegue jamas el hombre á conocerla y á hacer algo mas que señalar su accion. No se conocen sino los efectos producidos bajo su influencia y los materiales de que dispone.

420. INVESTIGACIONES MICROSCÓPICAS Y QUÍMICAS. Dos caminos se presentan al observador para estudiar los fenómenos que se verifican en la vida vegetal: 1.° la *observacion directa*, principalmente con el auxilio de las lentes, observacion que conduce al conocimiento de la estructura íntima de las plantas y de sus diferentes órganos, así como á la de las modificaciones que introduce en ellos la vejetacion; 2.° las *investigaciones químicas*, con cuyo auxilio se ha podido determinar la composicion de las plantas, sus elementos y las trasformaciones que experimentan algunas sustancias que ellas contienen.

Las noticias que se tienen de la estructura interna y externa de las plantas, así como de las diversas modificaciones que experimentan, constituye, con el nombre de *fisiología vegetal*, una rama especial de las ciencias naturales.

421. COMPOSICION DE LAS PLANTAS. Las plantas elaboran una gran cantidad de sustancias diferentes que apenas pueden distinguirse por el sabor y aspecto. Las uvas, remolachas y muchos otros frutos y raices, tienen sabor azucarado y contienen en efecto azúcar; las hojas y zarcillos de la vid, tienen sabor ácido, debido á un ácido que contienen. Las hojas del ajenjo son amargas, porque contienen una sustancia amarga particular que al mismo tiempo exhala un olor fuerte, procedente de un *aceite esencial*. En las semillas de gramíneas y en los tubérculos de la patata se encuentra una sustancia farinácea particular, el *almidon* ó la *fécula*. En las semillas de crucíferas, en las del lino, un líquido untúoso, un *aceite*. Los cerezos y otros árboles frutales exudan un zumo fluido soluble en agua: las plantas resinosas un zumo análogo, pero insoluble en agua: en el primer caso es la *goma*; en el segundo la *resina*. Los colores de las plantas y de las flores son debidos á *materias colorantes*; el veneno de las plantas venenosas es un *álcali vegetal*, etc.

Se ha dado á estas sustancias el nombre de *principios inmediatos*, porque preexisten en ellas; entre estos hay algunos comunes á todos los vegetales; otros, por el contrario, que no se encuentran mas que en ciertas familias ó en ciertas especies.

No se ha conseguido todavía reproducir artificialmente las sustancias que se forman en las plantas, aunque se hayan determinado por el análisis, y del modo mas exacto, los elementos de que estas sustancias están compuestas y la relacion entre sus combinaciones. Con muy cortas excepciones, no se ha podido todavía reconstituir estas sustancias por medio de sus elementos.

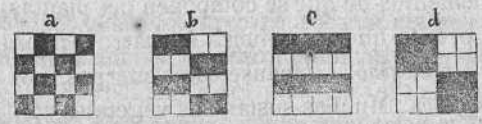
422. DIVERSIDAD DE LAS SUSTANCIAS VEGETALES. Las mas verdes tienen sabor ácido, que se convierte en azucarado cuando estos frutos están maduros, porque entonces una parte del ácido se ha trasformado en azúcar. La semilla de la cebada es farinácea; se convierte en azucarada despues de la germinacion, porque una parte del almidon que contenia se ha trasformado en azúcar. Se verifican en todas las plantas trasformaciones análogas, aun sin la intervencion de la fuerza vital: la patata se vuelve azucarada cuando ha experimentado la congelacion; el almidon de la cebada germinada se trasforma enteramente en azúcar si se mantiene durante algun tiempo en el agua caliente la semilla quebrantada. Estas trasformaciones de una sustancia vegetal en otra, que aquí se verifica bajo una influencia del frio ó del calor, pueden producirse artificialmente de muchas otras maneras. La química da tambien los medios de traspasar la naturaleza en este sentido y producir sustancias que no se encuentran enteramente formadas en el reino vegetal, tales como el alcohol, ácido acético, etc. Estas combinaciones llegan, por decirlo así, á ser innumerables cuando se hacen intervenlr en ellas sustancias inorgánicas, como los ácidos enérgicos, las bases, el cloro, etc., que trasforman las sustancias vegetales en otras con frecuencia distintas, ó bien se sustituyen en todo ó en parte á uno de los elementos primitivos de estas sustan-

cias. En los últimos cuarenta años se han obtenido miles de estas combinaciones, y el número está contínuamente creciendo.

423. COMPOSICION ELEMENTAL DE LAS PLANTAS. Si se investigan los elementos de que se componen las plantas, se reconoce bien pronto que se reducen á cuatro: *carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno*. Llámanse estos cuerpos, por dicha razon, *organógenos*. Muchas sustancias vegetales contienen los cuatro elementos, *C*, *H*, *O*, *N*: estas son las nitrogenadas ó cuaternarias; otras, que son el mayor número, no contienen sino los elementos, *C*, *H* y *O*, y por consiguiente se llaman sustancias no nitrogenadas ó ternarias. Con estos cuatro elementos, á los que se asocian cantidades relativamente muy pequeñas de azufre, fósforo y algunas sales inorgánicas, es con lo que la naturaleza produce el sinnúmero de vegetales que crecen en la superficie del globo.

424. AGRUPAMIENTO ATÓMICO Ó MOLECULAR. La composicion elemental de las sustancias vegetales demuestra que su diversidad no procede del número de elementos de que se componen; es necesario, pues, admitir que esta diversidad tiene orígen en el diferente agrupamiento de los átomos. Con el auxilio de los agrupamientos moleculares es como se ha procurado explicar (274) las combinaciones isoméricas que tienen propiedades diferentes. Se puede, sobre un tablero de damas, colocar los peones 1 á 1, 2 á 2, 4 á 4, como indican las figuras, *a*, *b*, *c*, *d*, sin que haya variado por esto el número de peones. Lo mismo sucede con los átomos, los cuales pueden agruparse de diferentes maneras, sin que aumente su número relativo. Puede admitirse, por consiguiente, que en los cuerpos isómeros es el agrupamiento molecular el que varía. En la química inorgánica estos cuerpos son excepciones; pero entre las sustancias orgánicas forman, por decirlo así, la regla general. Por esa razon estas sustancias están compuestas de 3, 4 ó alguna vez mas elementos, mientras que las minerales no contienen la mayor parte de las veces mas que dos que se unen directamente. Lo que contribuye á aumen-

tar el número de los cuerpos isómeros es que, en química orgánica, *los átomos no parecen unidos directamente como en el reino mineral, sino por grupos de 2, 3, 4, 6, 8, 10 y mas átomos de uno de los elementos con una cantidad correspondiente de átomos de los demas.*



Las sustancias orgánicas están formadas de un número mucho mas considerable de átomos combinados entre sí, que las inorgánicas; por esa razon se explican los siguientes ejemplos:

El succino produce un ácido particular, el *ácido succínico*, compuesto en el estado anhidro de 4 moléculas de carbono, 2 de hidrógeno y 3 de oxígeno; su fórmula será por consiguiente $C^4H^2O^3$ (fig. 159).

Si con el ácido anterior se combina una nueva molécula de oxígeno, se obtiene el ácido *málico* anhidro $C^4H^2O^4$ (fig. 160).

Una molécula mas de oxígeno dará la composicion del ácido *tártrico* anhidro $C^4H^2O^5$.

Añadiendo un nuevo átomo de oxígeno al ácido anterior se tendrá la composicion del *ácido fórmico* anhidro $C^4H^2O^6$ (fig. 162).

Si, por el contrario, al ácido succínico, que se ha tomado como punto de partida, se le agrega un átomo de hidrógeno, se tendrá la composicion del *ácido acético* anhidro $C^4H^3O^3$ (fig. 163), *etc.*

Todas estas trasformaciones no son posibles todavía en el estado actual de los conocimientos químicos, pero no hay motivo para suponer que no llegue algun dia en que exista esa posibilidad.

El *azúcar*, el *almidon* y la *madera* tienen la misma composicion elemental; su fórmula es $C^{12}H^{10}O^{10}$; son isómeros. Admitiendo la mitad de la fórmula, es decir, $C^6H^5O^5$, á fin de simplificar las figuras (véanse las 164, 165 y 166), se comprenderá fácilmente, por su inspeccion, cómo los mismos ele-

mentos, unidos en idénticas proporciones, pueden dar origen á cuerpos diferentes. Así los 16 átomos representados en las figuras 164, 165 y 166, pueden agruparse de muy distintas maneras, y los 32 átomos de que en realidad se compone el azúcar se prestarán á un número mucho mas considerable todavía de agrupamientos. No causará, pues, sorpresa, segun esto, ver cuerpos isómeros gozar de propiedades en un todo distintas.

425. TRASFORMACIONES DE LAS SUSTANCIAS ORGÁNICAS. Las trasformaciones numerosas de los cuerpos orgánicos se explican fácilmente por esta composicion compleja. Si un cuerpo pierde una de sus moléculas ó si adquiere una mas, cesa de ser el que antes era y se convierte en otro cuerpo enteramente distinto, y alguna vez se trasforma en otros muchos. Lo que generalmente se llama quemar, carbonizar, fermentar, agriar, blanquear, *etc.*, son otras tantas trasformaciones de este género que son peculiares á las sustancias animales y vegetales.

Al fin de la química vegetal podrá examinarse de dónde toman las plantas sus elementos (carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno) y bajo qué forma los absorben.

I.—Celulosa.

$(C^{12}H^{10}O^{10})$.

426. GERMINACION. La vitalidad, que parece apagada por completo en la semilla, se manifiesta en el momento que esta semilla se humedece y se expone al aire, á una temperatura conveniente.

Experiencia. Se colocan judías sobre una tela húmeda á una temperatura de 15 á 20° próximamente, y se dejan en este sitio hasta que cada semilla se abre y aparece el gérmen. Si en este momento se divide en dos partes una de las judías, se verán en la extremidad en que el gérmen ha aparecido dos hojitas blancas muy delgadas (fig. 167): de allí saldrán el tallo y las hojas de la nueva planta, mientras que el gérmen

se trasformará en raiz. La materia sólida que constituye esta nueva planta es la *celulosa*; forma una gran cantidad de células redondeadas ó alargadas, y tubos que parecen series de células yuxtapuestas y agujereadas en las dos extremidades. La celulosa es penetrada por un líquido incoloro que se ha llamado *savia*. Cuando la luz obra sobre la nueva planta que sale de la semilla, se forma una materia verde, la *clorofila*, que no existe en la raiz, que se encuentra fuera de la accion de la luz. Las dos mitades de la semilla, los *cotiledones*, disminuyen y se desecan, proporcionando á la planta los alimentos necesarios para su primer desarrollo. Muchas semillas tienen dos cotiledones; se llaman dicotiledones las plantas que las producen.

Experiencia. Si se hacen germinar semillas de cebada, como antes se hizo con las judías, no producen ya dos cotiledones; tienen solo uno, que aparece bajo la forma de una hoja prolongada (fig. 168). Así es como germinan todas las gramíneas, las cebollas, *etc.*, que son *monocotiledones*. Si se pone cierta cantidad de cebada en agua á 35° y se decanta cuando las semillas se han impregnado de ella, se puede amortiguar la germinacion de estas semillas introduciéndolas en un lebrillo y agitándolas de tiempo en tiempo. Si se deja adquirir al gérmen la longitud de un centímetro y entonces se detiene la germinacion por una rápida desecacion á 40 ó 50°, se obtiene el *malta* de los cerveceros. Los gérmenes, que se desprenden fácilmente de las semillas secas, constituyen un excelente abono; están formados de *celulosa*, muchas sustancias nitrogenadas y sales que han adquirido durante el acto de la germinacion.

427. CELULOSA. El tejido vegetal, principalmente compuesto de celdas, ha recibido por esta razon el nombre de *celulosa*. Esta sustancia es á las plantas lo que los huesos, la piel y demas tejidos á los animales; constituye el esqueleto de las plantas, les da la forma y el porte; está dispuesta en el interior del vegetal en conductos por los que la savia sube y desciende, comparables bajo este punto de vista á las ve-

nas y arterias de los animales. La celulosa es fina y muy delgada en los nuevos retoños, hojas, flotes; en la carne de algunos frutos y raices, como las manzanas, ciruelas, zanahorias, *etc.*; es mas compacta en la paja seca, la madera, la cubierta de las semillas de cereales (salvado), *etc.*; es de consistencia córnea en los huesos de cerezas, ciruelas, *etc.*; porosa y elástica en la médula de sauco, en el corcho, *etc.*; por último, prolongada, muy flexible y tenaz en los hilos que se obtienen de las plantas textiles, como el cáñamo, lino, algodon, *etc.*

428. LEÑOSO. La seccion de un arbol (fig. 169) puede dar una idea de las modificaciones que la celulosa experimenta con la edad, y las diferencias que presenta en un mismo árbol. Por bajo de la corteza exterior seca, *a*, se halla una capa de corteza verde, *b*, despues el líber, *c*, formado de fibras prolongadas que parecen desempeñar en los vegetales funciones análogas á las de las venas en el cuerpo humano. Principalmente por estas fibras circula la savia; un arbol no tarda en morir si se le priva de una seccion anular de su liber, mientras que puede continuar viviendo (como se observa en los árboles huecos) sin tener mas que una pequeña cantidad de madera, al paso que ha conservado el líber y la corteza. A cada lado del líber se forma anualmente en el interior del árbol una nueva capa de madera; en el exterior una nueva capa de corteza. La madera que se encuentra inmediatamente debajo del líber, la *albura*, *d*, es mas ligera y menos dura que la del *corazon*, *e*, la cual ocupa, como sabemos, el centro del árbol. La madera de corazon tiene por lo general un color mas subido que la albura; alguna vez contiene materias colorantes (leño de Brasil, Campeche, etc.): la dureza que posee es debida á una materia incrustante, el *leñoso*, que tapiza el interior de las celdas y alguna vez termina por llenarlas.

Se puede fácilmente estudiar la estructura de la madera con el auxilio del microscopio ó de una buena lente.

La figura 170 representa la seccion longitudinal y trasver-

sal de un tallo de madera de pino. En *b* se encuentra el tejido mas blando y flojo, compuesto de células de paredes delgadas, que se ha formado en la primavera al tiempo del desarrollo de las hojas; en *a*, el tejido es mas compacto, formado al fin del verano y compuesto de células de paredes mucho mas fuertes.

El líber y la corteza de la mayor parte de las plantas, entre otras muchas sustancias, contienen una de sabor muy astringente, soluble en agua y conocida con el nombre de *tanino.*

Líber. Si se sumerge en agua la corteza de tilo hasta que se haga quebradiza, puede desprenderse de ella una materia filamentosa que se emplea con frecuencia para sujetar las plantas; es el *líber*, que forma la parte interna de la corteza, de la cual es enteramente distinto.

429. LINO. El hilo de lino no es mas que el líber de esta planta. Cuando los tallos de lino se exponen á la humedad y al aire (macerado al aire) ó se sumergen en agua (macerado por el agua), la epidérmis y las materias que hacen adherir el líber al tallo se destruyen, y solo queda la parte leñosa, exclusivamente rodeada de líber.

Se separan con facilidad; el líber aislado constituye la hilaza del lino. Con el microscopio se ve que esta hilaza está formada de fibras prolongadas, cuyas paredes son bastante espesas para conservar la forma cilíndrica (fig. 171). Estos caractéres permiten distinguirla fácilmente de la fibra del algodon. En el lino abierto se notan ciertos sitios en que las fibras están hendidas, como en *a*, y otros en que llevan nudos, como en *b*: estas irregularidades proceden de fuertes presiones que las fibras han tenido que experimentar.

El lino macerado ó curado tiene un color gris, porque contiene una materia colorante gris insoluble en el agua y en los álcalis; pero esta materia se hace insoluble despues que ha estado expuesta durante algun tiempo á las influencias atmosféricas (blanqueo al aire), y entonces desaparece poco á poco por lociones sucesivas con el auxilio del agua y un álcali (en

la lejía). Se consigue con mas prontitud el mismo objeto haciendo uso del cloro, que se combina con el hidrógeno de las materias orgánicas y destruye la materia colorante (blanqueo por el cloro). Esta materia es destruida en este caso antes que la celulosa, porque está compuesta de cuatro elementos (carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno), mientras que la celulosa solo contiene tres, y es por esa misma razon muy poco alterable. Si se continúa sometiendo al blanqueo el hilo del lino ya decolorado, la celulosa es atacada. Esto sucede cuando el lino y el algodon se tratan por un gran exceso de cloro.

430. ALGODON. El algodon está formado de filamentos huecos muy delgados que rodean las semillas del algodonero. Vistas al microscopio, aparecen las fibras del algodon bajo la forma de tubos prolongados sin nudos ni tabique; pero de paredes tan delgadas que se aplastan y contornean, tomando un aspecto irregular (fig. 172). El algodon es blanco por sí (solo el mahon es amarillo) y no necesita de blanqueo. Si la tela de algodon se somete á esta operacion no es con otro objeto mas que el de purificarla de las sustancias extrañas que ha podido adquirir cuando se ha trabajado. El blanqueo en este caso se hace generalmente impregnando la tela que se trata de blanquear en una lejía hirviendo de sosa muy diluida ó en una lechada de cal; despues se sumerge solamente en agua que contenga en disolucion un poco de hipoclorito de cal. La cal queda adherida á la tela y se separa por medio de una agua débilmente acidulada; despues se aclara con agua. Sería superfluo insistir en la utilidad de la celulosa: como fibra textil sirve de elemento en la fabricacion de los tejidos y el papel; como madera se emplea para la construccion, en la fabricacion de carbon y otra infinidad de usos.

431. PREPARACION DE LA CELULOSA PURA. *Experiencia.* Se colocan las virutas de madera verde en suspension en agua templada durante veinticuatro horas; despues se filtra el líquido á traves de una tela esprimiendo bien la madera. El líquido filtrado, hervido, se enturbia y se separa de él una

masa esponjosa. La celulosa es insoluble en agua, pero no sucede así con la savia de que estaba impregnada y que contiene siempre una sustancia parecida á la clara de huevo; esta sustancia tambien se coagula por ebullicion y ha recibido el nombre de *albúmina vegetal*. El líquido separado de la albúmina tiene todavía en disolucion diferentes sustancias, tales como el mucílago, goma, tanino, etc., que no se separan por ebullicion. En cuanto á las virutas de madera secas, despues de haber sido tratadas por agua, abandonan la resina por un tratamiento alcohólico; los ácidos separan el almidon, la potasa la materia incrustante, y por último, el éter la materia grasa. Así es que para obtener la *celulosa pura* hay que tratar la madera por estos diversos disolventes que la separan de la savia y de otras diversas sustancias. (1)

Transformaciones de la celulosa.

a) *Transformaciones de la celulosa por los ácidos.*

432. La madera se carboniza en el ácido sulfúrico, amarillea y se descompone al cabo de algun tiempo en el ácido nítrico; estos hechos ya los hemos indicado (160 y 173). El ácido sulfúrico, ávido de agua, determina la combinacion del hidrógeno y oxígeno de la madera, mientras que el carbono no se altera. La celulosa pura no se ennegrece por el ácido sulfúrico monohidratado cuando se añade por pequeñas porciones; se transforma en una especie de jarabe amarillo (ácido sulfolígnico); esta transformacion es mas rápida para el algodon que para el lino. Se ha sacado partido de esta propiedad para distinguir ambas sustancias mezcladas en un tejido. El ácido nítrico, con el auxilio de su oxígeno, consume los ele-

(1) El mejor método para obtener la celulosa pura es disgregar en agua destilada el papel de filtros llamado de Berzelius, lavarlo repetidas veces y desecarlo á un calor suave.

(*N. del T.*)

mentos de la madera. Al cabo de cierto tiempo todo el carbono y el hidrógeno de la madera se transforman en ácido carbónico y agua. El cloro descompone la celulosa porque se apodera de su hidrógeno (429). El ácido sulfúrico diluido se conduce de otro modo con la celulosa que el concentrado; el papel, lienzo, etc., que se hierven durante algun tiempo, se transforman primero en dextrina y despues en glucosa.

433. PIROXILINA (algodon pólvora). La celulosa (algodon, cáñamo, lino), sumergida durante algun tiempo en el ácido nítrico concentrado, adquiere la propiedad de inflamarse y arder como la pólvora.

Experiencia. Se coloca en un mortero una mezcla de 20 gramos de ácido nítrico concentrado (densidad = 1,5) y 40 de ácido sulfúrico monohidratado, y con la mano de este mortero se comprime todo el algodon necesario para que el líquido sea absorbido. Cuando el algodon ha estado en contacto con el ácido por espacio de cinco minutos, se lava con gran cantidad de agua hasta que no enrojezca el papel de tornasol; despues de haberle comprimido para que pierda el agua, se expone á la desecacion en un sitio aireado, pero lejos del fuego, porque una ligera elevacion de temperatura basta para determinar su inflamacion.

El algodon-pólvora seco detona por la percusion; por ejemplo, cuando se golpea una pequeña cantidad con un martillo sobre un yunque: se inflama en el momento que se toca con un hilo de hierro calentado ó un carbon incandescente, y arde con mas rapidez que la pólvora. Puede sustituirse á esta última en las armas de fuego, en donde su efecto es mas enérgico en igualdad de peso; pero no se hace uso de él porque su combustion, demasiado rápida, llevaria frecuentemente consigo la rotura de las armas. Cuando se hacen experiencias con el algodon-pólvora es prudente no emplear nunca grandes cantidades á la vez.

Colodion. El algodon-pólvora se disuelve con facilidad en el éter que contenga $\frac{1}{8}$ de alcohol concentrado, y forma un

líquido siempre que se evapora al aire, dejando una lámina trasparente y flexible insoluble en agua. Esta solucion, conocida con el nombre de colodion, reemplaza ventajosamente el tafetan de Inglaterra para preservar las heridas del contacto del aire; se usa tambien mucho en la fotografía. Se prepara con facilidad el algodon-pólvora para este uso por el método siguiente: se sumerge una parte de algodon cardado en una mezcla de 20 partes de nitrato de potasa y 31 de ácido sulfúrico concentrado, se deja la mezcla en contacto durante 24 horas; al cabo de este tiempo se lava el algodon con mucha agua y se deseca para disolverle en seguida. La transformacion del algodon se verifica por el ácido nítrico que el ácido sulfúrico pone en libertad.

Transformacion experimentada por el algodon en esta operacion. El algodon sumergido en la mezcla ácida pierde una parte de su hidrógeno y oxígeno bajo la forma de agua; el ácido nítrico se sustituye á estos dos cuerpos, equivalente por equivalente. El algodon-pólvora contiene mucho mas oxígeno que el algodon ordinario, y mas nitrógeno: el primero es el que determina la combustion tan rápida; el segundo se une á los gases producidos en esta combustion y contribuye á hacer la esplosion mas violenta. El ácido sulfúrico no interviene en la preparacion del algodon-pólvora sino para absorber el agua higrométrica y la que el algodon abandona en su transformacion, la cual debilitaria el ácido nítrico. Otras muchas sustancias no nitrogenadas, tales como el almidon, el azúcar, la manita, la goma, la glicerina, se hacen esplosivas por la accion del ácido nítrico.

434. COMBINACIONES FORMADAS POR LOS CUERPOS NEUTROS CON LAS SUSTANCIAS MINERALES. Con frecuencia se ven en química orgánica cuerpos neutros combinarse con los ácidos como si fueran bases, ó con las bases como lo harian los ácidos: así es como la celulosa se combina con el ácido nítrico y forma un cuerpo neutro; la *piroxilina*.

Estas combinaciones generalmente tienen lugar con los ácidos inorgánicos poderosos, que en la mayor parte de los

casos no conservan sus caractéres de ácido; las materias orgánicas acompañan entonces al ácido en sus combinaciones: forman una *cópula*. Basta citar como ejemplos de estas cópulas el ácido sulfolígnico, formado por la celulosa combinada con el ácido sulfúrico; el ácido sulfoetílico (503), que es el éter combinado con este mismo ácido; el ácido sulfindigótico (594), que es el del añil; los ácidos sulfoacético y sulfoglicérico, formados con el ácido acético y la glicerina, *etc.* Entre las bases, sobre todo el amoniaco es el que mas se presta á esta clase de combinaciones, y es probable que las bases orgánicas nitrogenadas (596) no sean otra cosa que combinaciones ó cópulas del amoniaco con los cuerpos orgánicos.

Entre estos compuestos hay algunos neutros; pueden considerarse como tales: los cuerpos grasos entre las sustancias no nitrogenadas; la amigdalina, asparragina, etc., entre los cuerpos nitrogenados.

b) Transformacion de la celulosa por los álcalis.

435. Los álcalis destruyen la celulosa; así es que un papel en el que se haya envuelto un pedazo de cal viva puede reducirse á polvo al cabo de algun tiempo. Los agricultores conocen perfectamente esta propiedad, de la cual sacan partido para la destruccion de las yerbas perjudiciales, que acumulan en montones y los cubren de cal.

c) Transformacion de la celulosa por el calor en contacto del aire.

436. Se ha visto ya que la madera calentada al aire arde y se trasforma en agua y ácido carbónico; lo mismo sucede con todas las sustancias orgánicas: las sustancias minerales que contiene, no siendo volátiles, quedan constituyendo las cenizas.

ANÁLISIS ELEMENTAL. En lugar de verificar la combustion al aire, se pueden quemar las materias orgánicas con el auxilio del oxígeno de algunos compuestos, tales como el óxido de cobre, el cromato de plomo ó el clorato de potasa, ó bien directamente por el oxígeno gaseoso. Si la combustion se verifica en un tubo *a c* (fig. 173), cerrado por una de sus extre-

midades y que lleve en la otra un tubo *A* lleno de fragmentos de cloruro de calcio y unido con un tubo de bolas *B* que contenga una solucion de potasa cáustica, el agua formada durante la combustion será absorbida en el primer tubo, y el *ácido carbónico* en el segundo.

Su peso permitirá calcular las cantidades de hidrógeno y carbono que existian en la sustancia, y por diferencia se tendrá el oxígeno. El tubo en U, *c* está destinado á retener el vapor acuoso que pudiera pasar del tubo á la bola. El aspirador *V* sirve para atraer el vapor acuoso y el ácido carbónico que quedan al final de la operacion en el tubo de combustion; se rompe entonces la extremidad *c* del tubo para dar entrada al aire, que desaloja el vapor y ácido carbónico. El tubo se calienta en un horno de palastro, en el que descansa sobre dos sostenes; la pantalla *F*, igualmente de palastro, está destinada á sostener el carbon é impedir la propagacion del calor por radiacion. El tubo de bolas *B*, ó aparato de Liebig, absorbe completamente el ácido carbónico, que se ve obligado á atravesar sucesivamente burbuja á burbuja todas las bolas del aparato. Este procedimiento permite dosizar el carbono, hidrógeno y oxígeno de las sustancias orgánicas; lo que ha valido á este género de análisis el nombre de *análisis elemental*. Cuando las sustancias orgánicas contienen nitrógeno, este sale al estado gaseoso durante la combustion; se recoge y dosiza en una experiencia especial. Si se calientan las sustancias nitrogenadas con un álcali cáustico, el nitrógeno, con muy raras excepciones, se trasforma en amoniaco (235). Esta base, recogida en un aparato de bolas que contenga ácido titulado, puede dosizarse por el método volumétrico. Se puede recoger tambien en el ácido clorhídrico muy diluido y dosizarla al estado de cloro-platinato de amoniaco.

d) Transformacion de la celulosa por el calor fuera del contacto del aire.

437. COMBUSTION INCOMPLETA DE LA MADERA. Si se inflama la madera en una corriente de aire insuficiente para la com-

bustion, como sucede en la mayor parte de los hornos, una parte del carbon no se quema y se deposita bajo la forma de hollin. Una gran parte del carbono no se combina sino con la mitad del oxígeno de que es susceptible, y sale con el ácido carbónico bajo la forma de óxido de carbono. El olor del hollin demuestra que ademas del carbon se depositan tambien otras sustancias que proceden de la combustion incompleta. Se observan con mucha mayor facilidad estos productos cuando esta combustion imperfecta de la madera tiene lugar fuera del contacto del aire.

Experiencia. Si se somete la madera á la destilacion seca en el aparato que representa la fig. 174 del modo descrito en el § 119, se obtendrán muchos productos fáciles de distinguir, que son: 1.°, carbon de madera, que es fijo y queda en la retorta; 2.°, gas del alumbrado, formado de una mezcla de carburo de hidrógeno, ácido carbónico y óxido de carbono; se usa para el alumbrado, del mismo modo que el gas de la hulla, despues de haberle hecho pasar por tubos calentados hasta el rojo, con objeto de aumentar su facultad iluminante; 3.°, el vinagre de madera, que forma un líquido muy ácido; 4.°, la brea de madera, líquido espeso, pardo y resinoso. Los dos primeros productos han sido estudiados anteriormente; solo nos ocuparemos ahora de los últimos.

438. VINAGRE DE MADERA. Un kilógramo de madera de haya contiene medio kilógramo de vinagre de madera bruto ó *ácido piroleñoso*, coloreado de pardo-negruzco por algunas materias breosas; este vinagre tiene un olor y sabor ácidos y empireumáticos. Está principalmente formado de *ácido acético* y *agua*, contiene ademas *creosota*, *espíritu de madera* y otras muchas sustancias. Este producto se fabrica hoy principalmente en aquellas localidades en que la madera es muy abundante: sirve para la fabricacion de acetatos, que con frecuencia se emplean en tintorería y en el estampado de los tejidos; tales son, por ejemplo, los acetatos de hierro, plomo, sosa, *etc.*

Experiencia. Si se vierte ácido piroleñoso sobre un pedazo de carne de vaca y se deja durante algunas horas, podrá con-

servarse la carne sin alteracion, de la misma manera que si se hubiese tenido durante algunas semanas expuesta á la accion del humo. La propiedad antiséptica del ácido piroleñoso reside en una sustancia particular, la *creosota*, que la contiene en la proporcion de 16 gramos próximamente por kilógramo. La creosota pura es un líquido oleoso, incoloro, con un olor muy pronunciado de humo; es un veneno activo, de sabor cáustico y de accion muy enérgica sobre las membranas mucosas. Se emplea hoy la creosota, mezclada con la esencia de clavo de especia, para calmar los dolores de muelas; con objeto de disminuir su causticidad se diluye en alcohol, en el que se disuelve fácilmente. Cuatro gramos de agua disuelven próximamente una gota de creosota; esta solucion, que sobre la carne reacciona como el ácido piroleñoso, se emplea en medicina (agua de creosota ó *agua Bellini*) como hemostático. A la creosota en vapor debe el humo su olor picante y la propiedad de excitar el lagrimeo. Siempre que hay combustion de madera, hay formacion de creosota; asi es que al exponer la carne al fuego se procura que haya una combustion algun tanto lenta, poniendo madera verde ó disminuyendo el tiro de la chimenea.

439. ESPÍRITU DE MADERA (alcohol metílico). Cuando se destila con lentitud el ácido piroleñoso, los primeros productos están formados por un líquido espirituoso muy volátil, análogo al del espíritu de vino: se le ha dado el nombre de *espíritu de madera*. Este líquido está formado principalmente por un cuerpo que tiene por sus propiedades la mayor analogía con el alcohol, pero su composicion es diferente. Esta analogía es lo que ha sido la causa de denominarle *espíritu de madera*, *alcohol metílico* ú *óxido de metilo*. Se obtiene en las fábricas de vinagre de madera en cantidad bastante considerable para poderle rectificar y vender como combustible propio para sustituir al alcohol (518).

440. BREA DE MADERA. La brea de madera es de naturaleza resinosa, es decir, que es insoluble en agua, pero soluble en alcohol. Es muy rica en carbono, lo cual era fácil deducir por

su color. Por destilacion se separa un aceite volátil (aceite de brea) y queda una sustancia bituminosa negra, la *pez* (576). Esta separacion tiene tambien lugar, pero con mas lentitud, cuando se embrea la madera: la materia resinosa penetra los poros de la madera é impide de este modo el acceso de la humedad, al mismo tiempo que la creosota contenida en la brea contribuye á la conservacion de la madera por sus propiedades antisépticas. El aceite de brea enfriado fuertemente deposita una materia blanca, traslúcida, cristalina y nacarada, la *parafina*. La parafina tiene gran analogía con la cera; desde que la destilacion de las turbas y lignitos suministra cantidades importantes se emplea en la fabricacion de las bujías.

La destilacion seca de la madera ofrece un ejemplo de la facilidad con que las materias orgánicas se transforman en un gran número de cuerpos nuevos. Basta calentar la madera para obtener de ella un ácido, un cuerpo análogo al alcohol, otros cuerpos que se asemejan al aceite, á la cera ó á la resina; por último, carbon y gas del alumbrado. Ademas, de los cuerpos que acabamos de enumerar se forman otros muchos todavía, y todos pueden experimentar, bajo la influencia del calor, por la accion de algunos cuerpos simples ó algunos ácidos, numerosas transformaciones. Tambien estas transformaciones presentan un campo de investigacion sumamente extenso, puesto que *todas las sustancias vegetales se transforman por la destilacion seca en carbon y en materias empireumáticas diversas, segun las sustancias empleadas*. La destilacion del tabaco en las pipas, de la hulla, lignito, *etc.*, suministran ejemplos conocidos.

441. COMBUSTION INCOMPLETA DE LA HULLA. La hulla y el lignito, formados por vegetales de las primeras edades del globo, suministran por la destilacion seca productos análogos á los de la madera. La hulla que se destila se descompone: 1.°, en carbon ó coke; 2.°, en gas inflamable (gas del alumbrado); 3.°, en un líquido empireumático (agua de brea); 4.°, en una materia líquida negra y pegajosa, la brea de hulla.

El agua de brea obtenida con la hulla no contiene mas que indicios de ácido acético; pero se encuentra amoniaco combinado con el ácido carbónico, lo que la hace preciosa para usarla como abono; se emplea en la preparacion de las sales amoniacales.

La brea de hulla sirve para preservar la madera y el hierro de la alteracion, y para hacer impermeables la arcilla y el carton en las techumbres. Se fracciona, como la brea de madera, por destilacion, en aceite y una sustancia negra, el betun de hulla; pero las sustancias que contiene son muy distintas de las de la brea de madera. Las mas importantes y mejor conocidas son: el ácido carbólico ó fénico (cristales blancos, de olor de castóreo), el *benzol ó benzina*, el *toluol* (cuerpo combustible análogo al aceite), la *leucolina* (oleosa), la *anilina* (base oleosa coloreable en violeta por el hipoclorito de cal), la *picolina* (base oleosa) y la *naphtalina*. De todos estos cuerpos los mas conocidos son la *anilina*, con la que hoy se producen hermosos colores violados y rosáceos para la tintorería y el estampado, y la naftalina, que forma un cuerpo análogo al alcanfor. Se ha extraido de ella una serie de combinaciones, de las que se han indicado en esta obra algunas como ejemplo del gran número de compuestos y nombres que se pueden introducir en química por un solo cuerpo. Por la influencia del ácido nítrico, da la naftalina los compuestos siguientes: nitronaftalisa, nitronaftalesa, nitronaftila, naftilamina, *etc.*

La turba, el lignito, los esquistos bituminosos, dan por destilacion productos análogos á los de la madera. La brea procede de ellos; sirve para la fabricacion de la *parafina* y *aceites*, que los mas volátiles se destinan al alumbrado con el nombre de aceites minerales, fotógeno, hidrocarburo, *etc.*; los aceites mas fijos y de consistencia mayor se emplean ventajosamente para el engrasado de las máquinas.

442. ASFALTO. ACEITE DE NAFTA. El calor interior del globo determina ó ha determinado en otro tiempo descomposiciones análogas á las que obtenemos por la destilacion seca

del carbon de piedra: en efecto; en muchos paises se ven salir del terreno en donde se encuentran dispuestos en capas, productos que tienen con los obtenidos de la hulla las mayores analogías; en el adjunto cuadro se ponen de manifiesto unos y otros.

Se obtiene artificialmente de la hulla.	*Se encuentra en la superficie de la tierra.*
Gas del alumbrado.	Gases combustibles (fuego sagrado de los persas) que salen á traves de las hendiduras de las rocas.
Aceite de brea.	Aceite de petróleo, que espontáneamente brota del terreno en Persia.
Brea de hulla.	Asfalto natural (betun de Judea) que se encuentra en muchos puntos, principalmente en el mar Muerto y en muchos lagos de Asia.
Agua de brea.	Vapor de agua amoniacal que sale con el ácido bórico en Toscana.
Coke.	Antracita que forma, del mismo modo que la hulla, extensas capas.

e) *Transformacion de la celulosa por la influencia del aire y del agua.*

443. COMBUSTION LENTA. Si se exponen al aire sustancias vegetales ricas en celulosa, como madera, hojas, paja, etc., entran en descomposicion por la influencia de la humedad y adquieren el color pardo. Las reacciones químicas que se verifican en este caso son idénticas á las que se producen durante la combustion; pero son incomparablemente mucho mas lentas. En la combustion viva, la madera se transforma en agua y ácido carbónico; el hidrógeno entonces se quema primero y el carbono despues; lo mismo sucede en la combustion lenta: tambien las materias en descomposicion van adquiriendo un color pardo mas subido, indicio del aumento progresivo del carbono.

444. HUMUS. La materia parda ó negra que se obtiene por la combustion lenta de las sustancias vegetales ha recibido el nombre de *humus*. Del mismo modo que la madera á medio quemar es todavía propia para la combustion, tambien el

humus algo húmedo, formado en la combustion lenta de las sustancias vegetales, continúa consumiéndose por la accion del aire, deja por residuo, como la madera al fuego, cenizas constituidas por las materias minerales que las plantas habian absorbido del terreno. Si se separan los fenómenos en dos períodos, se observará:

Por la combustion viva.		*Por la combustion lenta.*	
En el primer período.	Agua en gran cantidad. Acido carbónico. Madera á medio quemar.	En el primer período.	Agua en gran cantidad. Acido carbónico. Humus.
En el segundo período.	Agua en corta cantidad. Acido carbónico.	En el segundo período.	Agua en corta cantidad. Acido carbónico.
Residuo.	Cenizas.	Residuo.	Cenizas.

El *humus no es otra cosa que la materia orgánica en via de descomposicion*; es un hecho conocido desde hace mucho tiempo en agricultura. Se llama humus la materia negra que se forma en los bosques por la descomposicion de las hojas: se dice de una tierra que es rica en humus cuando contiene muchas materias orgánicas; por el contrario, se dice pobre en humus cuando su color claro demuestra la ausencia de estas mismas materias. El humus disminuye en las tierras cultivadas si no hay el cuidado de reemplazar la parte que absorben las plantas por otras sustancias, paja, estiércol, sustancias en descomposicion ó vegetales que puedan dejar despues de su recoleccion abundantes detritus. El cultivo del trébol deja la tierra muy abonada, porque sobre una hectárea de trébol quedan próximamente 2.000 kilógramos de residuo desecado por la accion del sol, mientras que la avena, por ejemplo, no deja mas que 900. La tierra es, de consiguiente, mas rica despues de una recoleccion de trébol que de avena. No en todas ocasiones depende la fertilidad del suelo de una sustancia orgánica; débese tambien en parte á algunos minerales que se encuentran en el terreno y en los abonos (611).

Se ve, considerando las sustancias que se transforman en humus, que la composicion de este debe ser muy variable; por

otra parte constantemente está modificada, porque cada dia se quema una pequeña cantidad de hidrógeno y carbono: el humus antiguo contendrá mas carbono que el humus reciente.

La idea que pudiera tenerse del humus se hizo mas confusa cuando los químicos dieron este nombre á las materias pardas que se forman en la alteracion de algunos zumos ó por la ebullicion de ciertas sustancias, tales como las maderas, almidon, azúcar, etc., con los ácidos ó álcalis. Se ha llegado á denominar así toda sustancia parda, animal ó vegetal, insoluble ó poco soluble en agua. El humus, tal como se encuentra en la tierra de labor, contiene en general sustancias ácidas con los nombres de *ácidos pardos:* se distinguen en ellas la *humina* y la *ulmina*, el ácido húmico, el ácido úlmico, el ácido crénico y el ácido apocrénico. Estos dos últimos ácidos son ligeramente solubles en agua; comunican esa tinta amarilla ó parduzca particular al agua de pantanos y charcos sucios. Los demas no son solubles en agua sino cuando contienen un álcali; por último, la humina y la ulmina son insolubles en el agua y en los álcalis. El humus es, pues, una mezcla de materias pardas, solubles ó insolubles, ácidas ó neutras, que se alteran al aire, desprenden *ácido carbónico*, *agua* y algo de *amoniaco;* sustancias todas indispensables para las plantas. Los vegetales vivirán de consiguiente mejor en una tierra rica que en una pobre en humus, porque encuentran allí estas tres sustancias en mayor abundancia. El humus, por otra parte, ejerce tambien sobre el terreno una accion mecánica importante: le hace mas ligero y permeable, atrae la humedad del aire y retiene el agua con fuerza; ademas sus propiedades ácidas le permiten absorber el amoniaco del aire y de los abonos.

445. PUTREFACCION. La descomposicion de las materias orgánicas no se efectúa del mismo modo cuando el aire no tiene acceso ó penetra en cantidad muy insignificante para verificar la combustion lenta, como sucede cuando las sustancias orgánicas se descomponen bajo la superficie del agua, por ejemplo en el fondo de los estanques ó pantanos.

Experiencia. Se agita por medio de un palo el cieno del fondo de un pantano y se recogen en un frasco invertido lleno de agua, provisto de un embudo (fig. 175), las burbujas de gas que se desprenden. Cuando el frasco está lleno de gas, se tapa debajo del agua, dejando un poco de líquido: se introduce en seguida un fragmento de potasa; despues se agita para verificar la absorcion del ácido carbónico que se encuentra mezclado con el gas recogido. El vacío producido por esta absorcion se pone de manifiesto destapando nuevamente el frasco bajo el agua, y se ve penetrar el líquido. Despojado el gas de su ácido carbónico, se inflama cuando se aproxima un cuerpo en ignicion á la boca del frasco en el momento de destaparle, y continuará quemándose hasta extinguirse si se desaloja por el agua (fig. 176). Este gas, llamado *de los pantanos*, es el hidrógeno protocarbonado: está compuesto de carbono é hidrógeno como el gas del alumbrado; pero como la proporcion del carbono es mas pequeña, arde con mucha menor intensidad. Los dos gases que se han recogido proceden de materias vegetales, como madera, hojas, raices, etc., que se han depositado en el fondo del agua y han entrado en descomposicion.

De este modo, fuera del contacto del aire, el hidrógeno de las materias vegetales se combina con una porcion de carbono, mientras que el aire se combina con el oxígeno para formar agua. Queda una sustancia parda mas rica todavía en carbono que el humus; forma un sedimento negro (*cieno*) en los estanques; *turba* en el fondo de los mares. Esta descomposicion ha recibido el nombre de *putrefaccion.* Los fenómenos que le son propios tienen mucha analogía con los de la carbonizacion ó destilacion seca; se establece en el adjunto cuadro la comparacion entre ambas:

Por la carbonizacion las materias vegetales se transforman en:	*Por la putrefaccion las materias vegetales se transforman en:*
Gas del alumbrado.	Gas de los pantanos.
Acido carbónico.	Acido carbónico.
Materias empireumáticas (brea, carbon, etc.).	Materias en putrefaccion (turba).

446. TURBA. La turba está formada de plantas pantanosas que han experimentado la putrefaccion bajo del agua. Las plantas que nacen, viven y mueren anualmente en un pantano, producen una acumulacion tan considerable de materia orgánica descompuesta, que frecuentemente se llena el pantano, y á veces llegan hasta formarse eminencias sobre el terreno. La turba poco antigua forma una masa esponjosa en la que se distinguen perfectamente las diferentes partes de los vegetales; es la *turba herbácea*: cuando se ha acumulado algun tiempo antes, constituye la turba una masa mas homogénea, alguna vez consistente; *turba compacta*: otras veces poco consistente, y hay necesidad de vaciarla en moldes para secarla; *turba moldeada*. La turba antigua arde generalmente sin llama, lo que prueba que la mayor parte del hidrógeno se ha desprendido. Alguna vez se encuentran en las turberas, partes de tal modo impregnadas de materias resinosas, parafina y otras sustancias, que arden con gran llama. Los terrenos turbosos no son á propósito para las plantas cultivadas; sin embargo, si despues de haber eliminado el agua sobrante se destruye la acidez de las materias turbosas con cenizas, cal, marga, etc., sufren una transformacion y se hacen á propósito para la vegetacion.

447. AGUAS MINERALES. En la formacion de la turba se produce ácido carbónico que se disuelve en el agua; algunas aguas que se infiltran á traves de los terrenos turbosos y aparecen despues bajo la forma de manantiales, contienen alguna vez bastante ácido carbónico para constituir aguas minerales. Si estas encuentran á su paso óxido ferroso, carbonatos de cal ó magnesia, disuelven pequeñas cantidades de estos á beneficio del ácido carbónico (239, 276). He aquí el orígen de muchos manantiales de aguas minerales.

448. LIGNITO Y HULLA. Se encuentran tambien en la naturaleza otras materias vegetales descompuestas que se emplean como combustibles; estos son el *lignito* y la *hulla*, los dos procedentes de vegetales que cubrian la superficie del globo antes de la creacion del hombre. Probablemente fueron

producidos por una acumulacion de vegetales que un cataclismo cubrió de inmensas capas de arena ó cieno, las que se transformaron en gres y en esquistos, mientras que la materia vegetal experimentaba la descomposicion. Allí donde la capa mineral no era bastante gruesa para oponerse al desprendimiento de los gases, y en este caso se encuentran muchos lignitos, la madera se halla tan perfectamente conservada, que pueden contarse las capas anuales del crecimiento de los árboles (madera bituminosa); ó tambien el lignito se halla transformado en una masa compacta que tiene mucha analogía con la turba compacta. Si la presion ha sido bastante considerable para impedir el desprendimiento de los gases, estos, no habiendo podido proporcionarse salida, se han quedado en el combustible, que con esta fuerte presion ha adquirido la consistencia de la piedra, conservando la propiedad de arder con llama. El hidrógeno carbonado y el ácido carbónico que no han podido desprenderse se obtienen por la destilacion seca en la fabricacion del gas del alumbrado. Todo el mundo sabe que las materias vegetales húmedas, la yerba, el heno, estiércol, etc., acumuladas en montones, se calientan y producen una materia carbonosa. Esta carbonizacion debe naturalmente producirse tambien en los montones de sustancias vegetales que se hallan recubiertas por una capa terrestre, y debe ser tanto mas completa cuanto que la presion y el tiempo invertido en la descomposicion han sido muy considerables. Las hullas se encuentran en terrenos (de transicion) inferiores á los en que se ha acumulado el lignito (terrenos terciarios); de aquí se ha deducido que la formacion de la hulla ha debido preceder á la del lignito. Las diferencias que existen entre las hullas pueden dar una idea de las condiciones diversas de humedad, temperatura, presion, etc., que han presidido á la formacion de estos depósitos. Unas veces la hulla se quema con gran llama, otras con pequeña, y otras sin llama alguna. Otras veces se funde y se aglomera por el calor, ó se divide en pequeños fragmentos.

Algunas hullas no dan mas que 1 por 100 de cenizas; otras contienen 25 á 30 por 100, etc.

449. MADERA BLANQUEADA POR LA PUTREFACCION. *Experiencia.* Pedazos de madera impregnados de agua, conservados por espacio de algun tiempo á la temperatura ordinaria en un frasco bien tapado, quedan blancos, pierden su consistencia y pueden dividirse fácilmente. Un cuerpo inflamado que se introduzca entonces en el frasco, se apaga inmediamente, porque el oxígeno del aire contenido en este se ha transformado en ácido carbónico; el agua aparentemente ha desaparecido, porque en su mayor parte se ha combinado con los elementos de la madera. Esta transformacion se produce con frecuencia en el interior de los árboles en que el aire no tiene un fácil acceso; la sustancia vegetal se descompone y forma la madera blanca por la putrefaccion. Cuando, por el contrario, el aire puede penetrar libremente, fórmanse materias pardas (ulmus, ulmina), como se encuentran en el interior de los árboles huecos.

Se puede retardar ó impedir la descomposicion de la madera:

1.° Por una fuerte desecacion, que elimina toda el agua de la savia.

2.° Haciendo pasar por la madera una corriente de vapor, que disuelve y separa las materias solubles depositadas por la savia.

3.° Recubriéndola de sustancias que impidan el acceso del aire y no den entrada al agua; por ejemplo, barniz, brea, pez, etc.

4.° Impregnando la madera de disoluciones salinas, tales como el sublimado corrosivo, sulfato de cobre, etc.

II.—Almidon.

Fécula ó almidon ($C^{12}H^{10}O^{10}$).

450. ALMIDON. En la época de la madurez, se deposita, principalmente en las células de las semillas ó tubérculos de ciertas plantas, una especie de harina blanca, que ha recibido el nombre de *almidon* ó *fécula*.

Se reconoce por medio del microscopio que esta harina se halla formada principalmente de aglomeraciones esféricas ó elipsoidales. La figura 177 representa la disposicion de los granos de fécula en las células de una patata en la que se ha hecho una seccion.

Si se tritura una planta verde en un mortero y se exprime el zumo, se forma en el líquido un depósito blanco de almidon que ha sido arrastrado por la savia. Se extrae generalmente de los tubérculos de las patatas ó semillas de cereales, que le contienen en gran cantidad.

DIVERSAS ESPECIES DE ALMIDON.

451. FÉCULA DE PATATA. *Experiencia.* Se reducen por medio de un rallo algunas patatas á una pulpa que se agita fuertemente con agua en corta cantidad; despues se filtra á traves de un lienzo y se exprime la pulpa. Todavía contiene esta alguna cantidad de fécula; pero la mayor parte ha pasado en el líquido, en donde se deposita próximamente al cabo de una hora. Se decanta el líquido, lávase repetidas veces con un poco de agua fria y se deseca á un calor moderado.

Las semillas de fécula, examinadas al microscopio, tienen una forma ovóidea; se componen de zonas concéntricas en un punto *a* (fig. 178), que ha recibido el nombre de *hilo*. La fécula es brillante cuando se la mira al sol: se pulveriza por la desecacion.

Experiencia. El líquido en que se ha depositado la fécula, se enturbia por la ebullicion; se separa de él una sustancia, que es la obtenida del modo dicho en el § 431, la albúmina vegetal, notable por su propiedad de disolverse en agua fria y coagularse por la ebullicion. Es nitrogenada, al paso que la fécula no lo es.

Experiencia. Si sobre una lámina de platino se calienta una parte de albúmina coagulada, esta esparce un olor análogo al del cuerno quemado, muy desagradable; la fécula, en las mismas circunstancias, esparce un olor empireumático, desagradable tambien, pero mucho menos. Todas las materias nitrogenadas se conducen, en idéntico caso, como la albúmina; las no nitrogenadas, como la fécula; así es que la lana, nitrogenada, esparce al quemarse un olor mucho mas insoportable que el tejido de algodon ó cáñamo, que están exentos de nitrógeno.

La seccion de una patata que acaba de partirse, es blanca; pero no tarda en pardear al aire; lo mismo sucede con el líquido que se ha separado de la pulpa; incoloro en el momento que se ha obtenido, se vuelve pardo al contacto del aire. Esta materia, que no ha sido todavía bien estudiada, ha recibido el nombre de *materia colorante*; es soluble en agua, como se ha visto en la preparacion de la fécula.

Experiencia. Se acidulan 100 gramos de agua con veinte gotas de ácido sulfúrico, y se vierte la mezcla sobre una patata dividida en pedazos pequeños; al cabo de 24 horas se separan los pedazos del líquido y se lavan con gran cantidad de agua hasta que hayan perdido todo el sabor ácido. Esta operacion priva á la patata de su albúmina y materia colorante. Despues de la desecacion, los pedazos son compactos, farináceos, sin gusto desagradable, y aumentan de volúmen en el agua hirviendo. Si los pedazos de patata no hubieran experimentado este tratamiento, por la desecacion se transformarian en duros, córneos, y hubieran contraido un gusto desagrable.

452. ALMIDON DE LAS LEGUMINOSAS. *Experiencia.* Se coloca

una porcion de guisantes en un poco de agua hasta que se hayan impregnado bastante; cuando se hayan reblandecido lo suficiente para ser triturados en un mortero, se hace con ellos y el agua una papilla que se exprime á traves de una tela. Se obtiene en este caso, como con la patata: 1.°, *celulosa*, bajo la forma de pulpa, en el lienzo; 2.°, albúmina vegetal, si se hierve el líquido; 3.°, almidon, que se deposita en el líquido exprimido.

El almidon de los guisantes está formado de granos ovóideos, con frecuencia aglomerados, cóncavos en el sentido de la longitud. En la magnitud representada por la figura 179, los granos *a* proceden de guisantes secos; los designados por *b*, de guisantes verdes. Los granos de almidon de judías, algarrobas, lentejas, tienen formas análogas. El altramuz, aunque perteneciente á la familia de las leguminosas, no contiene almidon; contiene en vez de este una sustancia viscosa, que es un compuesto péctico.

Legúmina. Experiencia. Luego que se ha eliminado por ebullicion y filtracion la albúmina del líquido en que se ha depositado el almidon de los guisantes, se añaden á este líquido algunas gotas de ácido acético, que determinan la formacion de un precipitado blanco; es la *legúmina* ó *caseina vegetal*, que tiene en cuanto á su composicion y propiedades la mayor analogía con la caseina de la leche. La legúmina es, como la albúmina, muy rica en nitrógeno; se distingue de ella en que no se precipita por ebullicion, sino por los ácidos; es soluble en un exceso de ácido acético; se encuentra en muchas plantas, principalmente en las semillas de leguminosas.

453. ALMIDON DE TRIGO. *Experiencia.* Se hace con la harina de trigo candeal una pasta dura que se deja hidratar durante algun tiempo; despues se introduce en una muñeca de lienzo y se exprime debajo del agua hasta que no la enturbie. Esta agua se hace lechosa; se aclara al cabo de algun tiempo y deposita un polvo blanco; el *almidon*. Los granos de almidon de trigo no son brillantes, aplastados, alguna vez lenti-

culares, con frecuencia de forma irregular (fig. 180). Se aglomeran con facilidad en el estado húmedo; tambien se halla generalmente en el comercio almidon en agujas prolongadas. El almidon, reducido á polvo muy fino, es conocido con el nombre de *polvo de arroz*. Los granos de almidon de centeno, cebada y avena, presentan al microscopio el mismo aspecto que los de trigo; los de avena, sin embargo, están por lo general recubiertos de un dibujo á cuadros. El almidon forma la mayor parte de la harina del trigo; el resto se halla principalmente compuesto de otra sustancia, el *glúten* ó *fibrina vegetal*, que queda en el lienzo mezclado con la corta cantidad de celulosa que contiene la harina. El glúten se hincha en el agua hirviendo sin disolverse; tiene en su composicion la mayor analogía con la albúmina, y es, como ella, muy rico en nitrógeno.

La harina de trigo contiene ademas *albúmina*, que se disuelve en el agua en que se verifica la separacion del almidon; se obtiene en copos blancos hirviendo el líquido.

454. MATERIAS NITROGENADAS Y NO NITROGENADAS. Si se comparan los resultados de las últimas experiencias, se ve que en las patatas, así como en los guisantes y trigo, las dos materias no nitrogenadas, celulosa y almidon, están constantemente asociadas á una ó muchas sustancias nitrogenadas, la albúmina, legúmina, gluten; así:

Materias no nitrogenadas.

En la patata,	Celulosa y fécula;
En los guisantes,	Celulosa y almidon;
En la harina de trigo,	Celulosa y almidon.

Materias nitrogenadas.

En la patata,	Albúmina y legúmina (en corta cantidad);
En los guisantes,	Albúmina y legúmina (en gran cantidad);
En el trigo,	Albúmina y glúten (en gran cantidad).

Estas tres sustancias nitrogenadas, así como otras muchas análogas, se designan colectivamente con el nombre de sus-

tancias albuminóideas ó sustancias protéicas. Todas las plantas contienen una ú otra de estas sustancias en proporcion mayor ó menor.

Ademas de las patatas, leguminosas y cereales, hay todavía entre las plantas alimenticias el maiz, el arroz y el trigo sarraceno, cuyas semillas son ricas en almidon.

El *arrow-root* es una fécula que se obtiene en las Indias y en las Antillas de una planta pantanosa. (1)

PROPIEDADES DEL ALMIDON.

455. *Experiencia.* Si se expone á un calor suave, en una cuchara, fécula ligeramente humedecida, agitando constantemente, se obtienen gránulos blancos, de aspecto córneo, que se hinchan en el agua hirviendo y adquieren una consistencia de gelatina; es el *sagú.* El verdadero sagú se prepara en las Indias con la fécula obtenida de la médula de algunas palmeras ó con el arrow-root. La fécula se hincha por el agua; en las patatas *cocidas al vapor*, 100 gramos de patata contienen próximamente 75 de agua y 20 de fécula, que bajo la influencia de la temperatura elevada absorben el agua y se hinchan; las células adquieren entonces una forma redondeada (fig. 181). Las venas que en ellas se notan son producidas por la albúmina coagulada entre los granos de fécula. El almidon de la harina es una de las partes esenciales del pan y otras sustancias alimenticias que forman objeto de la pastelería. Es lo que comunica á aquel la propiedad de desmenuzarse.

456. ENGRUDO. *Experiencia.* Si se hierven 4 ó 5 gramos de almidon en 50 de agua, agitando incesantemente, se obtiene una papilla gelatinosa. Los granos de almidon absorben el agua y se hinchan hasta romper su cubierta. El almidon así

(1) Las raices que se emplean para la obtencion de la fécula de arrow-root son las de la *Maranta indica* Tuss, y *Maranta arundinácea* L., familia Cannáceas. *(N. del T.)*

diluido forma el engrudo que sirve para pegar y espesar los colores para el estampado, etc. Los tejidos impregnados en el engrudo adquieren despues de secos tersura y brillantez al hacerlos pasar entre dos cilindros que les comprimen; así es como se preparan las telas pintadas.

Experiencia. El engrudo expuesto al aire en la estacion del calor se liquida y agría; forma en este caso un ácido particular, el *ácido láctico*, el mismo que se produce en la leche, á la que comunica su sabor ácido cuando está cuajada.

Experiencia. Si se prepara un engrudo de almidon y se hace caer sobre él una gota de tintura de iodo (155), adquiere en el momento una coloracion azul subida, debida á una combinacion del iodo con el almidon, el *ioduro de almidon*. Se nota esta misma coloracion cuando se humedece la harina, patatas, *etc.*, con una solucion de iodo. Es un medio infalible para reconocer indicios de almidon. La coloracion azul del ioduro de almidon desaparece por el calor y reaparece por el enfriamiento.

TRANSFORMACION DEL ALMIDON EN DEXTRINA Y EN GLUCOSA.

457. DEXTRINA. *Experiencia.* El almidon calentado suavemente en una cuchara á la lámpara de alcohol y teniendo cuidado de agitar con objeto de evitar la adherencia con el metal, se transforma en un polvo amarillento, despues pardusco, que tiene la propiedad de disolverse en agua fria y en la caliente, mientras que el almidon es insoluble en frio y solamente se hincha en el agua hirviendo. Los granos de almidon calentados y examinados al microscopio, tienen un aspecto foliáceo (fig. 182) que permite distinguir fácilmente las capas concéntricas de que están formados. El almidon así transformado se llama *almidon quemado*, *leiocoma ó dextrina*, segun el método de preparacion. La dextrina que se prepara por la torrefaccion del almidon en grande escala en los aparatos que se usan para tostar el café, ha recibido el nombre de almidon quemado, y sirve para espesar los colores y mor-

dientes en la fabricacion de las telas pintadas. Preparada por el siguiente procedimiento sirve para los mismos usos, y es tambien empleada en medicina en la confeccion de los tafetanes aglutinantes para la reduccion de las fracturas.

Experiencia. Se humedecen 20 gramos de almidon con 5 de agua, á la que se añaden 5 gotas próximamente de ácido nítrico. El almidon seco al aire se coloca sobre una placa metálica calentada á 120°; al cabo de algunas horas todo el ácido nítrico ha desaparecido, y el almidon, que ha adquirido una ligera tinta amarilla, se ha hecho soluble en agua fria y en agua hirviendo; se ha transformado en dextrina, llamada tambien con frecuencia *leiocoma*. Por este procedimiento es como se obtiene exclusivamente hoy dia la dextrina en polvo.

Experiencia. Se prepara en una cápsula con fécula ó almidon un engrudo, al que se añaden, mientras está caliente y agitando, algunas gotas de ácido sulfúrico, que le liquidan. La cápsula se coloca al baño de maría (183), en donde se hace hervir el agua suavemente hasta que todo el engrudo se ha transformado en un líquido claro. Se añade entonces creta hasta que la reaccion cese de ser ácida. Este líquido separado del yeso y evaporado al baño de maría ó á un calor suave, deja una materia vítrea, semitransparente, que tiene la mayor analogía con la *goma*. Es todavía *dextrina*, pero obtenida por via húmeda. Se ha llamado *amidulina* una sustancia que se cree ser intermedia entre el almidon y la dextrina; pero que no ha sido aún suficientemente estudiada para ser colocada entre los cuerpos bien definidos.

458. GLUCOSA. *Experiencia.* Se repite la experiencia anterior, introduciendo 40 gramos de almidon ó de fécula en papilla espesa, en un líquido á punto de ebullicion formado de 100 gramos de agua acidulada con 2 de ácido sulfúrico, teniendo cuidado de hacer la mezcla por pequeñas porciones á fin de no interrumpir la ebullicion. Cuando se ha introducido todo el almidon, se continúa hirviendo el líquido durante muchas horas; despues se satura el ácido sulfúrico con creta y se concentra hasta la consistencia siruposa, despues

de haber separado el yeso. Este jarabe tiene un sabor azucarado; deja despues de la evaporacion una materia amarillenta, conocida con el nombre de *glucosa* ó *azúcar de fécula*. El almidon, bajo la influencia del ácido sulfúrico, se transforma en dextrina cuando la temperatura es poco elevada, y en glucosa cuando el calor es mayor; en este último caso se convierte tambien primero en dextrina. La accion del ácido sulfúrico se divide, pues, en dos periodos: en el primero el almidon se transforma en dextrina: en el segundo en glucosa; sin embargo, experiencias recientes han hecho ver que el almidon se desdobla en glucosa y en dextrina, cuya transformacion ulterior es muy lenta. No se ha conseguido todavía descubrir la causa de esta transformacion; el almidon y la dextrina son isómeros; la glucosa no difiere de ellos sino por tres equivalentes de agua, y la reaccion tiene lugar bajo la influencia del ácido sulfúrico, que no experimenta alteracion alguna y se encuentra en su totalidad en el yeso; obra solamente por accion de presencia de un modo análogo á lo que anteriormente se ha visto en el musgo de platino. Esta influencia de los cuerpos que no intervienen en la reaccion mas que por contacto ó presencia, se ha llamado *catalisis*.

459. MALTA Y DIASTASA. *Experiencia.* Se pulverizan groseramente 10 gramos de malta de cebada (426) con 80 de agua tibia, y se deja en digestion durante algunas horas á un calor moderado. Este líquido, filtrado á traves de un lienzo, contiene una sustancia llamada *diastasa*, cuya naturaleza no es todavía bien conocida y que tiene la propiedad de transformar el almidon en *destrina* y en *glucosa* con tanta facilidad como el ácido sulfúrico.

Experiencia. La cuarta parte de la solucion de diastasa que se acaba de preparar, se vierte en un engrudo formado de 10 gramos de almidon en 80 de agua, y se calienta á una temperatura que no pase de 65°, hasta que el líquido quede claro y transparente. Luego que esto se ha conseguido, se hierve el líquido, se filtra y se evapora á una temperatura moderada. La materia gomosa que se obtiene no es mas que la *dextrina*.

que contiene cierta cantidad de glucosa, tal como ha sido preparada por medio del ácido sulfúrico (457).

Experiencia. Si se repite la misma experiencia con el resto de la solucion de malta, manteniendo el calor durante muchas horas entre 70 y 75°, todavía se obtiene dextrina; pero se transforma al momento en un líquido azucarado. Basta concentrar este líquido para obtener el *jarabe de glucosa*, análogo al que se ha preparado § 458.

460. SACARIFICACION. La transformacion que el malta hace experimentar al almidon debe atribuirse á la diastasa. Esta accion, que es análoga á la del ácido sulfúrico, es del todo desconocida; no tiene ya lugar á 100°, y por consiguiente, en un líquido en ebullicion. La formacion del azúcar por medio de la diastasa es una operacion muy importante para los cerveceros, así como para los destiladores de granos y patatas, porque para que el almidon pueda fermentar es necesario que previamente haya sido transformado en azúcar. De la accion de la diastasa es de lo que siempre depende esta transformacion, la *sacarificacion*, en la fabricacion de cerveza, así como en la destilacion de granos y patatas.

461. FORMACION DE LA GLUCOSA DURANTE LA GERMINACION. El sabor del malta es azucarado y mucilaginoso, porque bajo la influencia de la diastasa una parte del almidon se ha transformado ya en dextrina y en azúcar; pero esta transformacion se ha detenido por la desecacion en el secador. Si se deja prolongar la germinacion, como sucede en los campos, todo el almidon se transforma en dextrina y en azúcar, que pasan en la savia de la nueva planta, los cuales se reconocen por el sabor. Lo mismo sucede en las patatas; que la fécula disminuye en la primavera, cuando empiezan á brotar. Así, 100 kilógramos de una misma clase de patatas contienen: 10 kilógramos de fécula en Agosto, 14 en Setiembre, 15 en Octubre, 16 en Noviembre, 17 en Diciembre, 17 en Enero, 16 en Febrero, 15 en Marzo, 13 en Abril, y 10 solamente en Mayo.

La proporcion de fécula aumenta, pues, en otoño; queda estacionaria en invierno, y disminuye en la primavera, cuan-

do la vegetacion empieza á manifestarse. Nadie ignora, por otra parte, que las patatas, cuando han arrojado brotes, quedan mucilaginosas y azucaradas, porque una parte del almidon se ha transformado en dextrina, y una parte de la dextrina en glucosa. En la tierra esta descomposicion se continúa hasta que la transformacion sea completa; los productos son absorbidos por la nueva planta, que encuentra tambien despues un alimento en el agua, ácido carbónico y amoniaco resultante de la putrefaccion de una parte de la patata sembrada.

462. FORMACION DE LA GLUCOSA POR LA MADURACION Y CONGELACION. Las manzanas y peras verdes se colorean de azul por el iodo; pierden esta propiedad cuando están maduras: se verifica, por consiguiente, en la maduracion una metamorfosis del almidon en dextrina y en glucosa, lo que puede reconocerse por el sabor azucarado de estos frutos cuando están maduros. La helada produce un efecto análogo al de la maduracion; todos sabemos que las patatas, manzanas, etc., heladas, adquieren un sabor azucarado, debido probablemente á la accion de las materias nitrogenadas alteradas sobre el almidon.

463. LIQUENINA É INULINA. Se encuentra en algunos líquenes, y particularmente en el *líquen de Islandia*, una sustancia que tiene analogía con el almidon, pero que difiere de él por algunas propiedades; esta sustancia ha recibido el nombre de *liquenina*. Se hierve en agua el líquen de Islandia, y se esprime en un lienzo el líquido hervido, que se coagula por el enfriamiento. Esta gelatina, despues de seca, constituye la liquenina: no azulea por el iodo, que solamente la colora de amarillo.

La *inulina* debe su nombre á la *inula helenium*, planta en la que fué por primera vez descubierta; tiene mas analogía con el almidon que la liquenina; se la ha encontrado despues en otras muchas plantas. Los tubérculos de cotufa contienen 2 á 3 por 100 de su peso. Para obtenerla se hierven en agua las sustancias que la contienen: se deposita por enfriamiento

bajo la forma de polvo blanco. Una ebullicion prolongada la transforma en glucosa; pardea, pero no se vuelve azul por el iodo.

III.—Gomas y mucílagos.

$$(C^{12}H^{10}O^{10} + HO)$$

464. GOMA. Ya hemos dicho, al hablar de la dextrina, en qué órden de productos deben estar colocadas las gomas y mucílagos vegetales: forman una clase intermediaria entre el almidon y el azúcar. La dextrina está muy esparcida en el reino vegetal; se encuentran cantidades mas ó menos considerables de ella en todos los zumos vegetales.

Muchas plantas contienen materias gomosas particulares, y alguna vez en bastante abundancia para que salgan á traves de la corteza y se solidifiquen al aire, como se ve frecuentemente en nuestros climas en los ciruelos y cerezos. El nombre de resina dado alguna vez á estas sustancias es impropio, porque las resinas son insolubles en agua y solubles en alcohol, mientras que todo lo contrario sucede con las gomas. Se distinguen tambien de la dextrina en que tratada esta por el ácido nítrico produce ácido oxálico, y las gomas y mucílagos, por el contrario, se transforman en un ácido particular, el *ácido múcico*.

465. GOMA ARÁBIGA. Entre las gomas la mas conocida es la goma arábiga, que exuda á traves de la corteza de algunas especies de acacias y mimosas de los paises tropicales. La mas pura es casi blanca; las suertes inferiores son amarillas ó pardas. Cuando está seca es bastante quebradiza para poderse fácilmente reducir á polvo.

Experiencia. Una parte de goma agitada sin intermision con dos partes de agua, concluye por disolverse en ella y forma un mucílago espeso que puede diluirse en agua á voluntad. Este mucílago tiene la propiedad de unir fuertemente entre sí las sustancias al desecarse; así es que se usa

en lugar de cola fuerte ó engrudo para pegar los papeles, cartones, madera, y aun para conglomerar las materias pulverulentas, los colores al pastel, por ejemplo. La consistencia de la solucion de goma permite tambien emplearla para aumentar la densidad de los colores y mordientes, así como para dar brillantez á los tejidos. Para esto último se hace uso de preferencia de una variedad de goma conocida con el nombre de *goma Senegal*, que forma un mucílago mas espeso; se la recolecta principalmente en las orillas del Senegal.

Experiencia. Si se hacen caer en alcohol algunas gotas de una solucion acuosa y concentrada de goma, no se mezclan con el líquido, porque la goma es insoluble; el alcohol enturbia una solucion diluida de goma y precipita de ella la materia gomosa: esta propiedad se aprovecha con frecuencia para precipitar la goma en disolucion.

466. GOMA TRAGACANTO. La goma tragacanto sirve para los mismos usos que la goma arábiga: es elaborada por el *astragalus tragacantha;* se recolecta principalmente en Grecia y en Turquía; se halla en el comercio bajo la forma de hilos ó placas arrolladas en espiral.

Experiencia. Un fragmento de goma tragacanto introducido en agua fria, se hincha y produce despues una especie de jalea; 10 gramos bastan para convertir un kilógramo de agua en un espeso mucílago. La goma en este caso no es disuelta, sino solamente aumentada en su volúmen, como el almidon en el engrudo; no se disuelve aun en el líquido hirviendo.

Estas gomas insolubles se han llamado *mucílagos* para distinguirlas de las anteriores; se hallan en un gran número de plantas de nuestros climas; por ejemplo, en las hojas de malva, de tusílago, raices de malvabisco, de salep, semillas de lino, algunos líquenes, *etc.* Se nota fácilmente la presencia de esta goma en las semillas del membrillo; forma al rededor de la semilla un baño transparente bastante considerable para que 10 gramos de esta semilla basten para convertir en espeso mucílago medio kilógramo de agua.

467. CERASINA. *Experiencia.* La goma que sale á traves de los ciruelos y cerezos puesta en el agua no se disuelve sino en parte: la materia soluble es una verdadera goma, la *cerasina*: la insoluble es un mucílago. Estas gomas están, pues, formadas de una mezcla de goma y mucílago.

468. PECTINA. El zumo de muchos frutos y raices, grosellas, cerezas, manzanas, zanahorias, *etc.*, contiene una sustancia mucilaginosa que tiene la propiedad de transformarse en gelatina por enfriamiento, sobre todo cuando los frutos han sido hervidos con azúcar. Esta sustancia ha recibido el nombre de pectina (jalea vegetal); se admiten de ella muchas modificaciones, la mayor parte isoméricas, tales como la parapectina, metapectina, ácido péctico, *etc.*

IV.—Azúcares.

469. GLUCOSA Ó ZUMO DE UVAS ($C^{12}H^{12}O^{12} + 2HO$). Hemos dicho (458) cómo el almidon se transforma en glucosa. Esta transformacion se obtiene de dos maneras; ó hirviendo el almidon en agua acidulada con ácido sulfúrico, ó poniéndole en digestion con el malta ó la diastasa. Se obtiene en los dos casos un jarabe de glucosa que deposita cristales si se lleva mas lejos la concentracion. Estos cristales, colocados sobre yeso, que absorbe el líquido, se desecan y producen la glucosa granulada; la solucion en que se depositan es impropia para la cristalizacion. Se observa un hecho análogo en la miel: cuando queda largo tiempo en reposo, deposita grumos sólidos de glucosa, y el líquido que sobrenada no cristaliza ya.

La glucosa se produce naturalmente en muchas plantas y particularmente en los frutos; las ciruelas, cerezas, higos, peras, uvas, *etc.*, la contienen. Las concreciones blancas que se forman en la superficie de las ciruelas é higos secos, ó en el interior de las uvas secas, no son otra cosa que glucosa, á la que se da el nombre de azúcar de uva ó azúcar de frutos. El sabor de la glucosa es mucho menos dulce que el del azúcar de caña; podemos convencernos de esto probando los dos

sucesivamente. El azúcar ordinario endulza próximamente 2 y media veces mas que la glucosa. Estas dos especies de azúcar difieren todavía por su solubilidad: 100 partes de agua, que disuelven 300 partes de azúcar de caña, no pueden disolver sino 70 de glucosa; así es que el primero se disuelve con mucha mas rapidez y forma un jarabe mas espeso que la glucosa.

470. AZÚCAR DE CAÑA Ó DE REMOLACHA ($C^{12}H^{11}O^{11}$). Este azúcar, que se emplea generalmente para los usos domésticos, difiere del anterior por algunas de sus propiedades; se extrae principalmente de la caña de azúcar ó de la remolacha: de aquí los nombres que se le han dado.

Las operaciones á que da lugar la fabricacion del azúcar son las siguientes:

a) Se exprimen las cañas ó remolachas raspadas para extraer de ellas el zumo llamado *vesú*.

b) Se concentra en calderas hasta una consistencia siruposa, despues de haberle añadido un poco de cal con objeto de precipitar las materias albuminóideas.

Este jarabe deposita por enfriamiento cristales amarillentos de *azúcar bruto* ó *casonada*, mientras que el azúcar incristalizable queda disuelta y constituye las *melazas*.

c) Se refina el azúcar bruto, es decir, se le elimina de la materia colorante parda y del azúcar cristalizable que contiene. Con este objeto: 1.°, se disuelve el azúcar bruto en una pequeña cantidad de agua; 2.°, se filtra la solucion á traves de carbon animal, que retiene la materia colorante parda y la cal que quedase todavía; 3.°, se concentra en el vacío el jarabe clarificado, para hacer esta operacion con mas rapidez; despues se le vierte en cristalizadores, donde se le agita para evitar la formacion de gruesos cristales hasta el momento en que se le puede colocar en las formas, donde se transforma en una masa blanca cristalina, el *azúcar en panes*. Por último, se separan los últimos restos de azúcar incristalizable haciendo pasar á traves de los panes una solucion concentrada de azúcar puro, que se satura de todas las sustancias solubles sin

disolver el azúcar; se obtienen así los azúcares refinados, que reciben diferentes nombres segun su grado de blancura y pureza.

Experiencia. Disolviendo 20 gramos de azúcar en 10 de agua se obtiene un jarabe que deja depositar, por una lenta evaporacion, bellos cristales prismáticos de seis caras (figura 184); es el *azúcar cande*, el cual es blanco si se opera con azúcares refinados y pardo si se hacen cristalizar las casonadas. Como los cristales se depositan de preferencia sobre cuerpos cuya superficie es desigual, se colocan en el interior de los vasos en que ha de tener lugar la cristalizacion hilos que no tardan en recubrirse de cristales.

471. ENSAYOS DE LOS AZÚCARES. El azúcar de caña es frecuentemente falsificado con glucosa, cuyas propiedades sacarinas son mucho menos pronunciadas.

Experiencia. Se introduce en un tubo de ensayo un pequeño fragmento de azúcar; en un segundo tubo una partícula de glucosa; despues se vierte ácido sulfúrico sobre las dos sustancias: el azúcar se ennegrece, mientras que la glucosa no cambia de color. Lo contrario sucederia si se sustituyese al ácido sulfúrico una solucion débil de potasa cáustica: la glucosa quedaria parda, mientras que el color del azúcar no sería modificado.

Experiencia. El óxido de cobre ofrece un medio todavia mas fácil de distinguir estas dos especies de azúcar: si á las dos soluciones de azúcar se añaden primero algunas gotas de sulfato de cobre en disolucion, despues una corta cantidad de lejía de potasa, y se calientan los dos tubos, el que contiene la glucosa pierde su tinta azul y queda rojo, mientras que el otro no cambia de color. La glucosa en este caso descompone el bióxido de cobre, que le precipita al estado de protóxido rojo (354), y aquella es descompuesta en ácido fórmico y ácido carbónico. Este procedimiento es tan sensible que permite descubrir aun los menores indicios de glucosa. El azúcar de caña y la dextrina no descomponen el bióxido de cobre sino despues de una ebullicion prolongada;

la goma le precipita en azul. Muchas sustancias, y principalmente el azúcar de leche, reaccionan como la glucosa sobre el bióxido de cobre.

Dosificacion del azúcar. Esta accion de la glucosa sobre el óxido de cobre forma la base de un procedimiento de dosificacion de los azúcares por los líquidos titulados. Para preparar la sclucion de cobre de que se hace uso se disuelven por un lado 16 partes de tartrato neutro de potasa y 13 de sosa por la cal, en 60 de agua; por separado, 4 partes de sulfato de cobre en 16 de agua; despues se mezclan las dos soluciones, que se diluyen próximamente en 25 partes de agua. Esta solucion, conocida con el nombre de líquido Felhing, se conserva largo tiempo sin alterar en frascos tapados. Si se hierve un volúmen determinado de esta y se añade con el tubo graduado (fig. 185) una solucion titulada de glucosa, hasta que todo el cobre se haya precipitado al estado de protóxido y haya desaparecido la coloracion azul, se sabrá cuánta glucosa ha sido necesaria para decolorar un volúmen determinado del líquido de Felhing; este líquido, cuyo título será conocido, podrá servir para dosificar otros líquidos azucarados. Como nunca hay seguridad de tener glucosa bien pura ó seca, se prepara el líquido titulado, disolviendo 10 gramos de azúcar cande blanco en 40 de agua, á la que se añaden cinco gotas próximamente de ácido sulfúrico; despues se hierve durante algunos minutos, que se diluye acto continuo en un litro de agua. Se obtiene así una disolucion, de la que 10^{cc}. corresponden á 1 decígramo de azúcar de caña: el cálculo da fácilmente á conocer la cantidad correspondiente de glucosa. Si se quiere dosificar el azúcar de caña por este procedimiento, por ejemplo, en el zumo de remolachas, se convierte el azúcar en glucosa, hirviendo el líquido con algunas gotas de ácido sulfúrico (476). Un método muy exacto para dosificar el azúcar consiste en observar la desviacion de la luz polarizada, determinada por una solucion de azúcar; se hace uso con este objeto de instrumentos particulares que han recibido el nombre de *sacarímetros ópticos*. El azúcar hace

desviar á la derecha el plano de polarizacion, mientras que la glucosa le hace desviar á la izquierda.

472. AZÚCAR INCRISTALIZABLE. Se designa con este nombre el azúcar modificado que no cristaliza; se hace duro y vítreo por evaporacion como la goma, y se delicuesce. Estos azúcares forman las melazas, en las que queda, sin embargo, siempre una gran proporcion de azúcar cristalizable.

473. AZÚCAR DE LECHE Ó LACTINA. Se llama así la sustancia cristalizable á la que debe la leche su sabor azucarado. Se obtiene en masas blancas cristalinas, por evaporacion del suero; su sabor es todavia menos azucarado que el de la glucosa; la lactina se disuelve en 6 partes de agua. Cuando la leche se cuaja, la coagulacion es debida á un ácido particular, el *ácido láctico*, que se origina del azúcar de leche.

474. MANITA. Este azúcar constituye la mayor parte del *maná* que se obtiene, principalmente en Italia, evaporando la savia azucarada de una especie de fresno.

Transformaciones del azúcar.

475. TRANSFORMACION POR CALOR. *Azúcar amorfo. Experiencia.* Se calientan en un perol pequeño 20 gramos de azúcar con 5 de agua, hasta que el líquido empiece á tomar una tinta amarilla; se tiene entonces azúcar fundido, que se vierte sobre una placa de hojadelata ligeramente engrasada con aceite. El azúcar se transforma entonces en una masa vitrea, amorfa, llamada generalmente *azúcar de cebada*. Al principio de la experiencia, el azúcar se ha disuelto en el agua; despues, habiéndose evaporado, ha experimentado la fusion ígnea. La tinta amarilla que ha tomado indica que estaba á punto de descomponerse bajo la influencia del calor. El azúcar de cebada, conservado durante largo tiempo, pierde su transparencia y adquiere una estructura cristalina; este hecho es curioso, porque ofrece una nueva prueba del reemplazo que se opera en las moléculas de un cuerpo sólido.

Caramelo. Experiencia. Se repite la experiencia anterior;

pero en vez de suspender la operacion cuando el azúcar empieza á amarillear, se continúa calentando hasta que adquiera una tinta de color chocolate. Esparce entonces un olor particular, el *olor á caramelo*. La materia fundida, vertida sobre una placa fria, se transforma en una masa parda, delicuescente al aire, el *caramelo*. Se disuelve en una pequeña cantidad de agua, y algunas gotas de esta solucion bastan para comunicar una tinta amarilla ó parda á una gran cantidad de líquido. Este poder colorante del caramelo se ha aprovechado para dar una tinta amarilla ó parda al vinagre, á algunos licores, etc.

Carbonizacion. Experiencia. Calentado sobre una lámina de platino (fig. 186) el azúcar, desprende gases inflamables; queda un carbon poroso, negro, que no tarda en desaparecer por completo. Si el azúcar contiene un poco de cal, deja residuo blanco que no se elimina por el calor.

476. TRANSFORMACION POR LOS ÁCIDOS. *Experiencia.* Si á una solucion concentrada é hirviendo de azúcar se añaden algunas gotas de zumo de limon ó un poco de ácido tartárico, la solucion se hace mas líquida y no deposita ya cristales por la concentracion. Esto explica por qué no se obtienen cristales cuando se concentra el zumo azucarado de los frutos ácidos. Si se ensaya la solucion con el líquido Felhing (471), se puede demostrar que contiene glucosa.

El azúcar hervido con un ácido orgánico, se transforma en glucosa. Esta transformacion se verifica con gran facilidad; puede obtenerse sin mas que hervir simplemente durante algun tiempo una solucion azucarada, y tiene lugar con rapidez si á esta se añade un poco de ácido sulfúrico ó un líquido en fermentacion. El azúcar hervido durante algun tiempo en el ácido sulfúrico diluido, se transforma en un ácido pardo insoluble análogo al humus: calentado con ácido nítrico ú otros ácidos, abandona fácilmente una parte de su oxígeno, se transforma primero en ácido sacárico, despues en ácido oxálico, y por último en ácido carbónico y agua.

Sacaratos. El azúcar forma con ciertas bases minerales,

como la cal, óxido de plomo, etc., combinaciones en las que hace el papel de ácido; pierde al mismo tiempo su sabor azucarado. La combinacion mas conocida es el sacarato de cal.

El azúcar se combina tambien con la sal marina y forma un compuesto incristalizable, que ocasiona grandes pérdidas en las fábricas de azúcar de remolacha cuando esta raiz, de la que se obtiene azúcar, contiene gran cantidad de la referida sal.

RESÚMEN.

Celulosa, Almidon, Gomas, Mucílagos, Pectina, Azúcares.

1.° Las *materias orgánicas* son las combinaciones químicas elaboradas por los vegetales y animales vivos.

2.° Se da tambien este nombre á productos modificados formados de materias vegetales ó animales, ya natural, ya artificialmente.

3.° Las materias orgánicas se transforman con *mucha facilidad*. Se observan estas transformaciones:

a) En los vegetales y animales vivos (germinacion, maduracion, etc.; respiracion, digestion, etc.).

b) En los vegetales y animales muertos (fermentacion, putrefaccion, etc.).

c) Calentando las materias orgánicas (carbonizacion, combustion, etc.).

d) Tratando estas materias por algunos agentes químicos (ácidos, bases. etc.).

4.° En estas transformaciones, las sustancias varían solo en sus propiedades y aspecto; los elementos de que están formadas permanecen inalterables, y si alguna vez pasan desapercibidos á nuestros sentidos, es que han adquirido la forma gaseosa.

5.° No se ha llegado todavía á reproducir directamente las sustancias orgánicas (salvo algunas excepciones que van

siendo cada dia mas numerosas); en general no se puede hacer otra cosa que transformarlas ó descomponerlas.

6.° Los cuatro elementos organógenos (carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno) son los cuerpos principales de que están formados los seres vivientes. A estos se agregan algunos otros elementos en pequeña cantidad (azufre, fósforo, potasio, calcio, etc.).

7.° Los cuerpos organógenos gozan de la propiedad de formar entre sí un conjunto de combinaciones, y combinarse ademas con la mayor parte de los demas cuerpos; así es que los compuestos orgánicos son innumerables.

8.° Como la diferencia entre las materias orgánicas no procede del número de elementos de que están compuestas, debe atenderse al agrupamiento molecular de estos elementos (átomos compuestos).

9.° Entre los compuestos que se encuentran con mas frecuencia en el reino vegetal, hay que colocar la *celulosa*, *almidon*, *dextrina*, *gomas*, *mucílago*, *pectina y azúcar*. Se les encuentra en todos los vegetales.

10. Estas sustancias no son ácidas, ni alcalinas, lo cual les ha valido el nombre de *cuerpos neutros*.

11. La composicion de estos diversos cuerpos ofrece una gran analogía; son *ternarios*, es decir, compuestos de *carbono*, *hidrógeno* y *oxígeno*, sin nitrógeno; contienen hidrógeno y oxígeno, en las *proporciones para formar agua*, ó equivalentes iguales.

12. Las sustancias que han sido estudiadas forman en gran parte los alimentos de orígen vegetal; juegan, por consiguiente, un papel importante en la alimentacion de los animales.

V.—Sustancias albuminosas ó protéicas.

477. SUSTANCIAS PROTÉICAS. Al propio tiempo que la celulosa, se ha estudiado la albúmina vegetal, caseina vegetal y glúten; se ha visto que la savia de todas las plantas contiene

una ó muchas *materias nitrogenadas*, análogas en cuanto á su composicion, y que todas contienen una fuerte proporcion de nitrógeno (16 por 100).

Albúmina. La albúmina vegetal es soluble en agua y se coagula por ebullicion. Se encuentra en todas las semillas en cantidad mayor ó menor.

Legúmina (Caseina vegetal). La legúmina es soluble en agua, y no se coagula por ebullicion; pero precipita por los ácidos cuando estos no se hallan en exceso. Las semillas de las leguminosas, tales como guisantes, habas, lentejas, etc. (452), contienen proporciones considerables de ella. Las almendras de las rosáceas poseen un principio análogo, que ha recibido el nombre de *amandina*.

Glúten. El glúten ó fibrina vegetal es insoluble en agua y constituye casi exclusivamente la materia nitrogenada de las semillas de cereales (453). La levadura que se produce en la fermentacion se forma con los productos de la materia nitrogenada; lo mismo sucede probablemente respecto á la diastasa que se forma en la germinacion de las semillas.

Presencia del azufre en las sustancias protéicas. Experiencia. Se añaden á 5 gramos de guisantes quebrantados próximamente la mitad de su peso de potasa cáustica y 40 gramos de agua, con la que se hace hervir hasta que el líquido produzca una mancha parda sobre un papel impregnado en una solucion de acetato plúmbico. Esta mancha es debida al sulfuro de plomo formado por el azufre de los guisantes, que se ha disuelto y combinado con la potasa. El ácido clorhídrico añadido á la solucion, desprende el ácido sulfhídrico (213), indicio exacto de la presencia del azufre. Se obtendrán las mismas reacciones si se tratan de esta manera la albúmina y el glúten. Es, pues, el azufre de las materias nitrogenadas el que ennegrece la plata puesta en contacto prolongado con guisantes ú otras semillas de leguminosas cocidas. La albúmina vegetal, así como la albúmina animal, contienen ademas de azufre cierta cantidad de fósforo.

Las materias nitrogenadas, análogas á la albúmina, se

llaman frecuentemente *sustancias protéicas*, porque se admite que todas tienen por base una materia única (un radical orgánico), la *proteina*, que estaria combinada en diferentes proporciones con el azufre y el fósforo en las materias albuminóideas.

478. IDENTIDAD DE LAS SUSTANCIAS PROTÉICAS VEGETALES Y ANIMALES. Se ha demostrado por el análisis que las materias protéicas vegetales y animales tienen la misma composicion, de donde se ha deducido que los animales se asimilaban estas materias sin alterarlas. Basta para convencerse de esto examinar la sangre, compuesta casi exclusivamente de albúmina y fibrina. Como la sangre, es el líquido que sirve de intermediario para transportar á todos los puntos del cuerpo los alimentos absorbidos en el tubo digestivo, es evidente que la albúmina, caseina y fibrina, contenidas en los vegetales, son el orígen de estas mismas sustancias en los animales. Es lo que ha hecho frecuentemente dar á las sustancias protéicas de los vegetales el nombre de *vianda vegetal*, y se puede apreciar hasta cierto punto el valor nutritivo de un vegetal segun la cantidad de nitrógeno que contiene.

479. TRANSFORMACION DE LAS MATERIAS PROTÉICAS POR LA PUTREFACCION. *Formacion del amoniaco. Experiencia.* En un frasco lleno de agua se introduce glúten, ó en su defecto una materia rica en sustancias protéicas, como los guisantes ó judías, y previamente triturada. Al frasco se adapta un tubo encorvado que se va á sumergir en el agua que contiene un frasco pequeño, en el que hay un tubo de ensayo dispuesto para recibir los gases. Al cabo de cierto tiempo, mucho menor si se hace en caliente que si la temperatura es baja, se observan los fenómenos siguientes:

a) Se desprenden burbujas de gas que se recoge en el tubo: este gas está compuesto de *hidrógeno* y *ácido carbónico*; se demuestra fácilmente esto con el auxilio del agua de cal é inflamando despues el gas restante.

b) Un papel impregnado de acetato de plomo se ennegrece cuando se sumerge en el frasco en que se verifica la des-

composicion; se ha formado, por consiguiente, ácido sulfhídrico.

c) El agua en que el glúten ha entrado en putrefaccion esparce un olor amoniacal que se hace mas pronunciado si se añade un álcali: hay, pues, formacion de amoniaco.

La putrefaccion de las materias nitrogenadas, comparada con la de las no nitrogenadas, difiere de esta principalmente en que el nitrógeno, azufre y fósforo, se combinan con el hidrógeno y dan orígen á amoniaco, ácido sulfhídrico é hidrógeno fosforado. A estos tres gases principalmente, á los que se agregan algunos otros en via de descomposicion, es debido el olor repugnante que esparcen las materias protéicas en putrefaccion. Estas materias dejan un residuo pardo análogo al humus formado por la celulosa.

Las sustancias de olor tan desagradable que se forman en la putrefaccion de las materias nitrogenadas concluyen por transformarse en amoniaco, uno de los alimentos mas importantes de los vegetales; tambien las sustancias protéicas son consideradas como poderosos abonos.

480. NITRIFICACION. *Experiencia.* Se mezcla una pequeña cantidad de colza con arena, tierra, cenizas de madera, cal, y se deja esta mezcla expuesta al aire durante muchos meses, manteniéndola constantemente húmeda y agitándola de tiempo en tiempo. Tratada entonces la masa terrosa por el agua, abandona una sustancia cristalina que se obtiene por evaporacion y se funde sobre las ascuas; es el nitro (207).

Aquí, como anteriormente, se ha formado amoniaco durante la putrefaccion, porque la sustancia orgánica es rica en nitrógeno; pero este amoniaco, en presencia de los álcalis y del oxígeno del aire, se ha quemado y transformado en agua y ácido nítrico; este último se ha combinado con los álcalis.

Asi el amoniaco.....	NH^3
Con el oxígeno.....	$O^5 + O^3$
Han formado.....	$NO^5 + 3HO$

Probablemente de este modo es como se forman en el ter-

reno pequeñas cantidades de ácido nítrico con las materias en putrefaccion, los álcalis (potasa, cal) de la tierra. Los nitratos son abonos muy enérgicos; una tierra será tanto mas fértil cuanta mayor cantidad contenga de estas sales. Si contiene mas del que necesitan los vegetales para terminar su vegetacion, el nitrato se acumula en las plantas; se ha reconocido que algunas, como las remolachas, el tabaco, la borraja, procedentes de terrenos muy fértiles, así como los extramóneos y ortigas, que crecen en sitios ricos en materias orgánicas, contienen alguna vez bastante nitro para arder con deflagracion cuando están secas.

481. FERMENTOS. Las materias protéicas deben á su descomposicion compleja la propiedad de descomponerse con tanta facilidad: están formadas de cuatro, alguna vez de cinco y aun de seis elementos, y un gran número de equivalentes de cada uno de estos elementos (425,429). Estas materias, en vía de putrefaccion, provocan la descomposicion de algunas sustancias neutras no azoadas con las que están en contacto. Obran en este caso como fermento; una de las descomposiciones mas importantes de este género es la que se conoce con el nombre de *fermentacion alcohólica;* formará el objeto del capítulo siguiente.

RESÚMEN.

Albúmina, Legúmina, Glúten.

1.° Las materias protéicas se distinguen de las sustancias ternarias en que, ademas del carbono, hidrógeno y oxígeno, contienen nitrógeno y cierta cantidad de *azufre.*

2.° Se descomponen con facilidad en razon de esta *composicion compleja* (fermentacion, putrefaccion).

3.° Si en su descomposicion están en contacto con otras sustancias no nitrogenadas, provocan la descomposicion de estas ó la putrefaccion.

4.° Todos los vegetales contienen, en proporcion muy

variable, al menos una de las sustancias protéicas, de donde se deduce que son necesarias para la vida de las plantas.

5.° Estas sustancias son necesarias á los animales, cuyo organismo constituyen con el concurso de las materias ternarias.

VI.—Transformacion del azúcar en alcohol.—Fermentacion alcohólica.

482. INFLUENCIA DEL GLÚTEN SOBRE LA MIEL. *Experiencia.* Si se añade un poco de glúten ó legúmina, tales como se han preparado anteriormente (452), á una solucion de 20 gramos de miel en 80 de agua, y se mantiene la temperatura de 20° próximamente, el líquido entra en fermentacion y se produce un abundante desprendimiento de gas. Introduciendo la mezcla en un frasco provisto de un tubo encorvado (fig. 187), se puede recoger el gas desprendido, que es fácil reconocer en él el ácido carbónico. En el caso que el líquido conservara todavía sabor azucarado despues de haber concluido el desprendimiento del gas, se le añadiria un poco de glúten con el fin de provocar una nueva fermentacion, despues de la cual el sabor azucarado habrá desaparecido por completo. Quedará un líquido espirituoso en que el alcohol reemplaza al azúcar. El glúten alterado, así como el que ha quedado intacto, forma un depósito en el fondo del vaso. Todas las materias protéicas en putrefaccion, el queso, la sangre, la carne, obran en este caso como el glúten; pero la sustancia que procede de la alteracion del glúten de la cebada durante la fermentacion de la cerveza, la *levadura*, posee este poder en mas alto grado. La fermentacion es debida á una *vegetacion* particular que se forma á espensas de las materias nitrogenadas del líquido azucarado; es mucho mas rápida cuando esta vegetacion preexiste en el *fermento*, como en la levadura de cerveza (488, fig. 190). Cuando no preexiste, basta la presencia de una pequeña cantidad de aire para reproducirla; es lo que tiene lugar durante la fermentacion del mosto. No hay

mas que repetir la experiencia anterior, sustituyendo la levadura de cerveza al glúten, y se verá que la fermentacion será mucho mas rápida.

483. TRANSFORMACION DEL AZÚCAR DURANTE LA FERMENTACION. Con el auxilio de las fórmulas se ve fácilmente cuál es la transformacion experimentada por el azúcar en la fermentacion:

1 equivalente de glucosa de miel de $C^{12}H^{12}O^{12}$
ha producido 2 equivalentes de alcohol.. $C^{8}H^{12}O^{4}$
y 4 equivalentes de ácido carbónico..... $C^{4}O^{8} = 4CO^{2}$

$C^{12}H^{12}O^{12}$.

El azúcar se separa en alcohol y ácido carbónico durante la fermentacion; este fenómeno está representado en la figura 188, en que, para simplificar, no se ha tomado mas que la mitad de la fórmula de la glucosa.

El ácido carbónico y el alcohol no preexisten en el azúcar; deben su formacion á una accion particular del fermento que no se apodera de los elementos del azúcar y no cede tampoco los suyos. La accion del fermento tiene analogía con la del ácido sulfúrico sobre el almidon, que le transforma en glucosa (458). Sin embargo, la accion del fermento es bien distinta de la del ácido sulfúrico; porque no puede convertir en alcohol y ácido carbónico sino una cantidad limitada de azúcar; al mismo tiempo se altera y destruye. Las células cuya formacion determina la fermentacion no se producen sino cuando hay azúcar y materia nitrogenada en el líquido en fermentacion. Así, cuando se introducen algunos glóbulos de fermento en una solucion de azúcar, provocan rápidamente la fermentacion; pero pronto mueren, y el movimiento se detiene. Si, por el contrario, el líquido contiene todavía una materia nitrogenada, que es el caso mas general en los zumos fermentescibles, los glóbulos de fermento dan orígen á glóbulos parecidos que viven á espensas de la materia nitrogenada, y la fermentacion continúa. Se ha reconocido que estos glóbulos exigian la presencia de una materia nitroge-

nada y ciertas sales (fosfatos) para desarrollarse; todo como los vegetales que crecen en la superficie del globo.

Experiencia. Si á la miel se sustituye azúcar de caña, la fermentacion se producirá de la misma manera, solo que tardará mas en empezar, porque es necesario que el azúcar se transforme en glucosa, fijando agua $C^{12}H^{10}O^{10} + 2HO = C^{12}H^{12}O^{12}$, antes de poder experimentar la fermentacion alcohólica.

Vino.

484. FERMENTACION DE LOS ZUMOS VEGETALES. Los zumos azucarados extraidos de los vegetales entran naturalmente en fermentacion, porque las materias protéicas que los contienen se transforman en fermento bajo la influencia del aire.

Experiencia. Si se prensan zanahorias, se obtiene un zumo azucarado que no tarda en entrar en fermentacion; estando á una temperatura de 20 á 25°, se transforma en un líquido espirituoso. Así es como se preparan bebidas alcohólicas con grosellas, cidras con manzanas, aguardiente con cerezas, ron destilado y el zumo de caña fermentado. El líquido fermentado mas generalmente usado es el *vino*, que se prepara haciendo fermentar el mosto, ó sea el zumo de la uva. Los vinos blancos se obtienen prensando las uvas blancas ó negras antes que entren en fermentacion; el mosto experimenta entonces una fermentacion tumultuosa que tiene lugar en las cuevas en donde la temperatura es poco elevada, y allí continúa á veces durante muchos meses. El vino separado del fermento contiene todavía un poco de glucosa y materias protéicas, que determinan una segunda fermentacion mucho menos enérgica que la primera, y durante la cual el resto de la materia nitrogenada se deposita entonces bajo la forma de heces.

Para preparar el *vino rojo* se hace fermentar la uva tinta en la cuba; el líquido alcohólico disuelve la materia colorante de la película de la uva, y al mismo tiempo una parte del tanino contenido en el escobajo y las semillas, lo que comuni-

ca á los vinos rojos su sabor astringente particular. Para preparar los vinos espumosos, los *vinos de Champagne*, se coloca el vino en la botella cuando la fermentacion tumultuosa se ha verificado; la segunda fermentacion tiene entonces lugar en las botellas, cuyo tapon debe fijarse por medio de un alambre. El ácido carbónico formado se disuelve en el vino y se desprende con fuerza, produciendo la espuma cuando se destapa. Durante la fermentacion en la botella se forma un depósito, el cual se elimina por una operacion que ha recibido el nombre de *degüello*; luego se endulza con una solucion concentrada de azúcar cande en el vino.

485. DIFERENCIA ENTRE LOS VINOS DEL NORTE Y MEDIODIA. Las uvas propias de las comarcas septentrionales contienen una fuerte proporcion de materias protéicas y de bitartrato de potasa; de aquí dependen el sabor y olor. Su sabor no es azucarado, sino ácido, porque la materia nitrogenada es suficiente para destruir la totalidad del azúcar; en cuanto á su olor ó *bouquet*, resulta probablemente de la accion del ácido tártrico sobre el alcohol: se forma al cabo de algun tiempo un éter, el *éter enántico*, al que se atribuye el *bouquet* de los vinos. En los paises meridionales, en Grecia, Portugal, España, las uvas muy ricas en azúcar, son relativamente pobres en ácido tártrico y en materias protéicas, que no bastan para convertir el azúcar en alcohol; así es que el vino conserva un sabor azucarado. Por otra parte, la proporcion de ácido tártrico es demasiado pequeña para reaccionar sobre el alcohol, y los vinos no adquieren el bouquet.

486. AGUARDIENTE. Si se hierve el vino en una retorta (figura 189), el alcohol, mas volátil, pasa primero con el éter enántico. Se obtiene así un aguardiente conocido con el nombre de *cognac*. Cuando los vinos destilados son de calidad inferior, el aguardiente que se obtiene de ellos no sirve sino para la preparacion del alcohol: así sucede con muchos vinos del mediodia de Francia. En las comarcas vinícolas se someten tambien á la destilacion las heces, que contienen siempre una fuerte proporcion de vino.

Cerveza.

487. CERVEZA. Despues del vino, la cerveza es la bebida fermentada mas importante. La preparacion de la cerveza difiere de la del vino en que la materia azucarada no preexiste en la cebada, que sirve para la preparacion de esta bebida. El almidon no experimenta directamente la fermentacion alcohólica; es necesario transformarle en glucosa; esta transformacion se hace con el auxilio de la diastasa que se forma en la cebada durante la germinacion (460).

Sacarificacion ó braceado. Experiencia. Se trituran groseramente 20 gramos de malta, á los que se añaden 60 de agua fria; despues 80 de agua hirviendo, y se mantiene esta mezcla durante algunas horas á la temperatura de 65 á 70°. El líquido azucarado que se obtiene de este modo, el *mosto*, contiene dextrina y glucosa; tiene en disolucion una gran parte del glúten alterado en la germinacion. Se le filtra por una tela para separarle del malta; despues se hierve, y cuando su temperatura desciende á 30°, se añade una pequeña cantidad de levadura, que determina bien pronto en la masa una viva fermentacion. El líquido fermentado es la cerveza; así es como se prepara la *cerveza blanca* que no es amarga.

Si durante la ebullicion del mosto clarificado se añaden conos de lúpulo, se disuelve un principio amargo (la lupulina), que comunicando á la cerveza un gusto agradable, contribuye mucho al mismo tiempo á su conservacion.

488. FERMENTACION TUMULTUOSA. Durante la fermentacion anterior, se ha formado una gran cantidad de levadura que procede del glúten disuelto en la sacarificacion; se ha hecho insoluble en la fermentacion y se forma la levadura de cerveza propiamente dicha. Esta levadura flota, porque es arrastrada á la superficie por las burbujas de gas que se producen; es el fermento alcohólico mas enérgico. La cantidad obtenida en la experiencia anterior bastaria para hacer fermentar el mosto de 1 kilógramo de malta. La levadura pierde sus pro-

piedades por la ebullicion, una fuerte desecacion ó una trituracion enérgica; sucede lo mismo si se añaden algunas sustancias antisépticas, tales como el alcohol, ácido piroleñoso, ácido sulfuroso, sublimado corrosivo, algunas esencias, etc. Examinando la levadura de cerveza al microscopio, se ve que está formada de glóbulos análogos á las células de los vegetales. Cada uno de estos glóbulos, colocado en un líquido azucarado y que contenga una materia albuminóidea, da orígen á un segundo glóbulo, despues á un tercero, y así sucesivamente (fig. 190). Estos glóbulos contienen un líquido nitrogenado; despues se llenan de gránulos. La cerveza, despues de la fermentacion tumultuosa, contiene todavía pequeñas cantidades de glucosa y glúten, que provocan en ella una segunda fermentacion como en el vino. Puesta en botellas se convierte en espumosa.

Sin embargo, aun despues de esta segunda fermentacion, la cerveza no está enteramente despojada del glúten; así es que se altera con rapidez cuando se expone al aire. En este caso es el alcohol, y no ya el azúcar, el que se descompone bajo la influencia de la materia nitrogenada, y los fenómenos no son los mismos que durante la fermentacion alcohólica (509).

489. FERMENTACION DEL DEPÓSITO. Se repite la experiencia anterior con solo la diferencia que se enfria el mosto por bajo de 10° antes de añadirle la levadura, y se deja despues en un sitio en que la temperatura es baja. Se produce todavía una fermentacion, pero que no se halla terminada sino despues de algunas semanas y aun de meses. El ácido carbónico se desprende en pequeñísimas burbujas, el fermento se deposita y forma la *levadura del depósito*. Durante esta fermentacion la totalidad de la materia protéica se separa del líquido, y la cerveza puede conservarse durante muchos años sin alterarse. Está al mismo tiempo mas cargada de ácido carbónico, al que la temperatura baja y lentitud del desprendimiento permiten disolverse en gran cantidad. Se preparan de este modo las cervezas fuertes de calidad superior, conoci-

das con el nombre de *cerveza de Marzo ó cerveza de Baviera.* La levadura del depósito determina tambien la fermentacion del azúcar, pero con mucha menos rapidez que la levadura de cerveza propiamente dicha.

490. COMPARACION ENTRE LAS DOS FERMENTACIONES. El cuadro siguiente demuestra las diferencias que existen entre los dos géneros de fermentacion.

La fermentacion tumultuosa.	*La fermentacion del depósito.*
a) Se produce á una temperatura de 12 á 20°.	Se produce á una temperatura de 5 á 10°.
b) Se verifica rápidamente en tres ó cuatro dias.	Se verifica lentamente (en seis á ocho semanas).
c) Separa incompletamente la levadura, que expulsa por la parte superior.	Separa completamente la levadura por depósito.
d) La levadura de cerveza propiamente dicha es ligera y espumosa.	La levadura del depósito es densa y compacta.
e) Esta levadura provoca la fermentacion tumultuosa.	La levadura del depósito provoca una fermentacion lenta.
f) La cerveza que ha experimentado la fermentacion tumultuosa se acidifica con rapidez.	La cerveza que ha experimentado la fermentacion por depósito se conserva.
g) Contiene poco ácido carbonico.	Está muy cargada de ácido carbónico.
h) Esta fermentacion se emplea para las cervezas flojas.	Esta fermentacion se usa para las cervezas fuertes.
i) El descenso de la temperatura transforma la fermentacion tumultuosa en fermentacion de depósito.	La elevacion de temperatura transforma la fermentacion de depósito en fermentacion tumultuosa.

Composicion de la cerveza. Experiencia. Se somete á la destilacion (486) un peso ó un volúmen determinado de cerveza El ácido carbónico se desprende; despues destila el alcohol muy débil, y por último solamente el agua. El residuo que

queda en la retorta, despues que se ha separado $\frac{1}{3}$ del líquido, evaporado al baño de maría en una cápsula, deja una materia parda amorfa (extracto de cerveza), formada principalmente de dextrina, glucosa, y la materia amarga del lúpulo. Determinando la fuerza del alcohol y el peso del extracto seco, se puede apreciar hasta cierto punto la calidad de la cerveza.

Alcohol.

491. AGUARDIENTE. La fabricacion del aguardiente tiene en muchos casos analogía con la de la cerveza, porque se trata tambien de transformar la materia amilácea en glucosa; es lo que sucede en las patatas y trigo, pero no respecto á la remolacha. La sacarificacion se hace, como para la cerveza, con el auxilio del malta, que se añade á las patatas cocidas ó á la harina de centeno diluida en agua, y manteniendo la temperatura á 70° próximamente hasta que la transformacion sea completa. Se añade entonces á la materia cierta cantidad de levadura de cerveza, que determina su fermentacion. Cuando esta ha terminado se introduce el líquido en un alambique, y el alcohol, como mas volátil, destila, mientras que en la caldera queda el agua que contiene las películas, celulosa, materia nitrogenada, almidon, dextrina, glucosa, ácido láctico, etc. Esta mezcla se emplea con éxito para la alimentacion del ganado con el nombre de residuos de la destilacion. Se usaban en otro tiempo para la destilacion alambiques muy sencillos, y se obtenian aguardientes muy débiles; hoy se hace uso de aparatos perfeccionados con los que directamente se obtienen espíritus mas concentrados (alcohol rectificado). Se verá, por lo que á continuacion se expresa, el principio en que están fundados estos aparatos.

492. RECTIFICACION SIMPLE. *Experiencia.* Se introducen en una redomita 120 gramos de aguardiente débil de 30°, que se destila con lentitud hasta la mitad para condensarle de nuevo en un frasco enfriado con agua, ó mejor todavía con

nieve (fig. 191). Despues de la operacion, este mismo aguardiente marcará 50°. En efecto; el alcohol, mas volátil que el agua, destila primero, mientras que la mayor parte del agua y el aceite esencial queda en la redoma.

493. RECTIFICACION DOBLE. *Experiencia.* Si se monta un aparato como el que representa la figura 192, en el que se destile tambien aguardiente muy débil en el matraz, los vapores se condensan primero en el frasco intermedio, que está vacío. Continuando la ebullicion en el matraz, el líquido condensado en el frasco intermedio, que no se ha enfriado, empieza á hervir, y el vapor producido se condensa en el segundo frasco rodeado de agua fria. Se verifican así dos destilaciones: la rectificacion es doble. En el matraz se ha hecho hervir el aguardiente de 30°; en el frasco intermedio aguardiente á 50°: así es que al fin de la experiencia no se encuentra ya mas que agua en el matraz, aguardiente muy débil en el frasco intermedio, y por último, en el recipiente espíritu de vino de 70 á 80°.

Si se fija un termómetro en el corcho del matraz, otro en el frasco intermedio, de modo que las bolas se sumerjan en el líquido, se observará que al principio de la ebullicion el termómetro del matraz marcará 85° próximamente, y al fin de 95 á 100; que en el frasco intermedio, en el momento en que el aguardiente entra en ebullicion, marca 80°, y al fin de 85 á 90. Esta es una prueba que el alcohol hierve á una temperatura mas baja que el agua; y en efecto, el alcohol puro entra en ebullicion á 78°, es decir, á 22 por bajo del punto de ebullicion del agua.

494. RECTIFICACION POL LA CONDENSACION PARCIAL. *Experiencia.* Se adapta al matraz un tubo de bastante diámetro (figura 193), encorvado y en plano inclinado hacia el matraz, sumergiéndose en el fondo de un recipiente enfriado. Desde *b* hasta *a*, el tubo está rodeado de una mecha de algodon mojado, cuya extremidad inferior queda pendiente: en *a* se fija una tira de lienzo engrasada para impedir que el agua deslice á lo largo del tubo sobre el matraz. Se introducen en el

aparato, como anteriormente, 120 gramos de aguardiente, al mismo tiempo que se hace caer gota á gota sobre la mecha, en *b*, agua fria, cuyo exceso sale por la otra extremidad y es recibido en un vaso. Se detiene la destilaclon cuando se han obtenido próximamente 40 gramos de espíritu de vino; y este último es sensiblemente mas concentrado que el que se ha obtenido en la experiencia 492. El vapor enfriado, al atravesar el tubo, se ha condensado en parte, y la condensacion se ha dirigido principalmente sobre el agua, que es menos volátil, mientras que el vapor de alcohol ha pasado al recipiente. El agua, á medida que se condensa, vuelve á caer en el matraz.

Se han construido aparatos en los que se ha utilizado con éxito el principio del enfriamiento parcial. Uno de los mejores aparatos de este género está representado en la figura 194. El vapor atraviesa una serie de cajas de cobre, en las que un diafragma interior obliga á este vapor á tocar con las paredes enfriadas con agua en la parte superior. La mayor cantidad de vapor de agua se condensa en este aparato, que permite obtener directamente un espíritu de vino de 70 á 80° en lugar de un aguardiente de 30 ó 40.

495. ACEITE DE PATATAS Ó DE REMOLACHA. La rectificacion tiene dos objetos: concentrar el espíritu de vino y separar de él algunos productos de sabor desagradable, conocidos con el nombre de aceite de patata ó de remolacha, segun la sustancia empleada, así como una pequeña cantidad de ácido acético que se ha formado en la fermentacion. Estos productos, menos volátiles que el alcohol, se condensan generalmente con el agua y se reunen en la caldera. El líquido que queda en el alambique ha recibido el nombre de *vinazas*; contiene, ademas de los productos de que hemos hablado, toda la materia salina, y principalmente una gran cantidad de potasa combinada con los ácidos orgánicos y que se separa con frecuencia por evaporacion é incineracion. La rectificacion no basta, sin embargo, para separar los aceites esenciales del alcohol; no se consigue esto sino destilando sobre carbon ó

haciendo pasar el vapor de alcohol á traves de un cilindro lleno de carbon que retiene el aceite (105).

Se ha descubierto que la materia conocida con el nombre de aceite de patatas ó remolachas no es aceite, sino un verdadero alcohol (alcohol amílico), que en su composicion y caractéres tiene las mayores analogías con el alcohol ordinario ó con el espíritu de madera. Es insoluble en agua, sobre la cual sobrenada; su olor es asfixiante; su sabor acre y cáustico (519).

496. ARRAK, Ó RAK. Del mismo modo que en nuestros climas se destilan los cereales, se prepara tambien en las Indias, por medio del arroz fermentado con las hojas de la *areca cathecú*, un aguardiente cuyo olor y sabor son análogos á los del ron; es conocido con el nombre de *arrak*, *ó rak*.

497. RIQUEZA ALCOHÓLICA DE LOS LÍQUIDOS FERMENTADOS. Todos los líquidos fermentados contienen cierta cantidad de alcohol, á la que deben sus propiedades embriagadoras. Las proporciones de él son muy variables. El cuadro siguiente da una idea general de ellas:

Líquidos.	Alcohol contenido en 100 partes de bebida fermentada en volúmen.
Cerveza floja	1,5 á 2
Cerveza de Baviera ó de Marzo	3 á 5
Sidras	6 á 8
Vinos	10 á 15
Vinos de Madera y de Porto	18 á 20
Cognac	40 á 45
Licores	45 á 50
Ron y Arrak	50 á 60
Alcohol ordinario	86 á 90

Alcohol de vino, ó alcohol etílico.
($C^4H^6O^2$)

498. ALCOHOL ABSOLUTO Ó ANHIDRO. La fermentacion de la glucosa es el único medio de obtencion del alcohol; se concentra por destilacion ó enfriamiento parcial el líquido en que

se ha formado el alcohol; este, mas volátil que el agua, se evapora antes que ella y se condensa despues. Estos medios son insuficientes, sin embargo, para eliminar la totalidad del agua; queda próximamente $\frac{1}{10}$ de este líquido en el alcohol. Esta agua no puede separarse por la destilacion, y se ha recurrido á otro procedimiento para retenerle; la cal viva que se combina con ella, é impide que pase en la destilacion.

Experiencia. Se introducen en un matraz 40 gramos de cal viva divididos en pequeños fragmentos, y 40 de alcohol que se digiere con aquella por espacio de veinticuatro horas, al cabo de las cuales la cal se ha combinado con el agua del alcohol. Se dispone entonces el matraz sobre el aparato destilatorio representado en la figura 191, teniendo cuidado de desecar bien el frasco recipiente, y se destila á una temperatura poco elevada, ó mejor al baño de maría. El líquido recogido en el recipiente es alcohol anhidro ó *alcohol absoluto*; si contuviese todavía agua, se trataria segunda vez por la cal viva y se destilaria de nuevo.

499. PROPIEDADES DEL ALCOHOL. El alcohol tiene un sabor cáustico, olor penetrante y agradable. Puro es un veneno; diluido en agua, en los vinos y licores, posee efectos tónicos bastante conocidos.

No se ha llegado todavía á *solidificar* el alcohol, aun á la temperatura de — 100° á la que adquiere, sin embargo, una consistencia siruposa; así es que se emplea exclusivamente para los termómetros destinados á apreciar temperaturas muy bajas. Esta propiedad le hace muy útil para el alumbrapor el gas en invierno, que preserva la congelacion del agua en los conductos. Se hace pasar el gas á traves del alcohol, en donde pierde una parte de su vapor acuoso y se impregna á su vez de una pequeña cantidad de vapor de alcohol; el líquido que se condensa entonces en los tubos es bastante rico en alcohol para no congelarse por la accion del frio.

Cuando se abandona al aire el espíritu de vino ó el aguardiente, el alcohol, mas volátil, es el primero que se elimina;

si está concentrado atrae la humedad del aire. Así es que los alcoholes conservados en vasijas mal tapadas siempre se debilitan; lo que sucede tambien si despues de haber apagado una lámpara de alcohol no se cuida de tapar la mecha; al cabo de algun tiempo no se inflama al aplicarle una llama, porque el alcohol se ha evaporado en su mayor parte y solo ha quedado impregnándola el agua. Ya se ha tratado en los §§ 493 y 494 de la ebullicion y destilacion del alcohol, y en el § 121 de su combustion; es, pues, inútil volverlo á repetir aquí. El alcohol contiene poco carbono; así es que su llama es poco iluminante y no deposita hollin. El alcohol mas débil que se emplea varía de 75 á 80° centesimales; si es mas débil no se evapora en la combustion y se quema con dificultad.

500. ALCOHOL Y AGUA. El alcohol se mezcla con el agua en todas proporciones, y como su densidad es menor, será tanto menos denso cuanto mas puro es; basta, pues, cerciorarse de la densidad del alcohol para conocer su pureza. Se consigue este objeto con el auxilio de areómetros construidos especialmente para eso; han recibido el nombre de alcohómetros (fig. 195). La densidad del alcohol absoluto es de 0,792, es decir, que un litro de alcohol no pesa mas que 792 gramos, y el alcohómetro se sumerge hasta la extremidad superior de la escala, mientras que en el agua no llega mas que hasta 0°, que se encuentra en la parte inferior. Los dos instrumentos generalmente usados en Francia son el alcohómetro centesimal de Gay-Lussac y el pesa alcoholes de Cartier, cuyo 0° corresponde al agua destilada, y 44° al alcohol absoluto. El alcohómetro de Gay-Lussac es el mas empleado; en su graduacion 0° corresponde al agua destilada, y 100° al alcohol absoluto; los grados intermedios indican en centésimas la cantidad de alcohol que un líquido contiene en volúmen. Las indicaciones suministradas por estos instrumentos no son exactas sino cuando los líquidos no contienen otras sustancias en disolucion y tienen la temperatura de 15°, que es la del líquido que ha servido para hacer la graduacion. Si los líquidos no tienen esta temperatura, es necesario recurrir

á las tablas de correccion; alguna vez los instrumentos llevan un termómetro para hacer las correcciones (16).

Si se mezclan partes iguales de agua y alcohol, por ejemplo, 50 volúmenes de agua y 50 de alcohol, no se obtienen 100 volúmenes de mezcla, sino solamente 97: una *contraccion* tiene lugar en este caso como cuando se mezclan el agua y ácido sulfúrico (173, *c*).

Esto explica la elevacion de temperatura frecuentemente notada cuando se mezclan el alcohol y el agua.

501. PROPIEDADES Y APLICACIONES DEL ALCOHOL. El alcohol sirve de disolvente como el agua. Muchos cuerpos solubles en agua, son insolubles en el alcohol: las gomas, por ejemplo: otros son al mismo tiempo solubles en los dos líquidos: la glucosa el tanino, etc.; por último, las resinas y aceites esenciales son insolubles en agua y muy solubles en alcohol.

Experiencia. Se ponen en digestion en un vaso 5 gramos de nuez de agalla quebrantada con 40 de agua; en otro la misma cantidad de nuez de agalla con 40 de alcohol, y se tapan los dos vasos con una piel, en la que se practican algunos orificios con una aguja. Se obtienen de este modo al cabo de algunos dias, si la temperatura ha sido moderada, dos tinturas fuertemente coloreadas en pardo y que contienen tanino en disolucion: se aclaran por filtracion. La solucion acuosa no tarda en cubrirse de moho, mientras que la solucion alcohólica no experimenta cambio alguno, porque el alcohol goza de propiedades antisépticas; así es que se le emplea frecuentemente para conservar animales en los gabinetes zoológicos, ó preparaciones anatómicas.

Experiencia. Si se tritura la canela y se pone en digestion con agua, este líquido adquiere una ligera tinta amarilla; evaporado, deja despues de algun tiempo un residuo amarillo, gomoso, poco oloroso y fácil de redisolver en agua. La canela así tratada, puesta en digestion con alcohol, la colora en pardo subido y forma una tintura muy aromática. La solucion evaporada deja una materia resinosa insoluble en agua, pero que se redisuelve en alcohol. El agua ha disuelto

principalmente el principio gomoso de la canela; el alcohol ha extraido las resinas y el aceite esencial que contenia.

Estos dos ejemplos bastan para dar una idea de las numerosas aplicaciones del alcohol como medio de disolucion y conservacion. Entre las soluciones alcohólicas, las mas importantes son:

a) Las *tinturas* de los farmacéuticos, formadas de extractos alcohólicos, hojas, raices, cortezas, etc.

b) Los *barnices*, formados por la solucion de algunas resinas en el alcohol.

c) Las soluciones de aceites esenciales empleadas en medicina, y tambien con frecuencia en perfumería: el *agua de Colonia*, por ejemplo.

d) Los líquidos que no son en general mas que soluciones de aceites esenciales, ó de ciertos principios amargos ó aromáticos (comino, gengibre, menta, naranja, raiz de acoro, etc.)

El *espíritu de madera ó alcohol metílico* (439), y el *aceite de patatas ó alcohol amílico* (495), tienen mucha analogía con el alcohol ordinario.

Entre los numerosos cuerpos derivados del alcohol, dos, sobre todo, tienen una gran importancia: el éter y el ácido acético.

VII.—Éter.

502. HIDRÓGENO BICARBONADO Ó GAS OLEIFICANTE. C^4H^4. *Experiencia.* Se mezclan con las precauciones convenientes (84) 80 gramos de ácido sulfúrico y 20 de alcohol; el aumento de temperatura en esta mezcla es mas enérgico que con el agua; despues de frio se introduce en un matraz este líquido, al que se añade la arena silícea para absorberle. Esta arena tiene por objeto impedir que el líquido haga espuma. El matraz está provisto de un tubo de desprendimiento que permite recoger los gases, se coloca en baño de arena y se calienta. Se desprende al momento un gas, que se recoge sobre el

agua; inflamado arde con una llama muy brillante, á medida que es desalojado por el agua (fig. 196): es el *hidrógeno bicarbonado*. El alcohol se ha descompuesto en hidrógeno bicarbonado que se desprende, y agua combinada con el ácido sulfúrico; el resultado de la reaccion está representado (figura 197).

El hidrógeno bicarbonado recogido contiene ácido sulfuroso y óxido de carbono, porque hacia el fin de la reaccion, sobre todo, se separa carbon, que reacciona sobre el ácido sulfúrico y le reduce. Para purificar el gas basta hacerle pasar á traves de una lechada de cal antes de recogerle.

El hidrógeno bicarbonado ha recibido el nombre de *gas-oleificante*, porque forma con el cloro una combinacion de aspecto oleoso. (1)

503. BISULFATO DE ÓXIDO DE ETILO Ó ÁCIDO SULFOETÍLICO. *Experiencia*. Se mezclan, pero sin procurar enfriar, 40 gramos de alcohol y la misma cantidad de ácido sulfúrico. El calor desprendido durante la operacion basta para determinar la reaccion, que se hace sensible por el olor particular y la tinta parduzca de la mezcla. El alcohol se ha transformado en óxido de etilo y agua. (Véase la fig. 198.)

Mientras que en la experiencia anterior el gran exceso de ácido sulfúrico ha determinado la separacion de dos equivalentes de agua, en esta solo se separa uno. El alcohol $C^4H^6O^2$ se ha transformado en un nuevo cuerpo C^4H^5O, llamado *óxido de etilo* Ae O, porque posee la propiedad de combinarse con los ácidos. Sin embargo, no se debe considerar como una verdadera base, porque puede empeñarse con el ácido sulfúrico en combinaciones salinas; forma mas bien una cópula, un ácido compuesto, el *ácido sulfoetílico*, que un verdadero *bisulfato de óxido de etilo*, $AeO, 2SO^3 + HO$. Este compuesto ha recibido el nombre de *ácido sulfovínico*. El óxido de etilo forma con un gran número de ácidos compuestos análogos.

(1) Es el cuerpo llamado licor de los holandeses. *(N. del T.)*

504. ÉTER C^4H^5O ó AeO. Bajo la influencia del calor, el líquido anteriormente obtenido se desdobla en *éter* ú óxido de etilo, agua y ácido sulfúrico.

Experiencia. Se introduce la mezcla preparada para la experiencia anterior en un matracito unido al aparato que ha servido para la rectificacion del alcohol (fig. 191), y se ata el cuello del frasco recipiente al tubo de desprendimiento, con una tira de lienzo húmeda. El recipiente debe estar enfriado, por medio de nieve ó agua muy fria, y el baño de arena se calienta con mucha precaucion con objeto de mantener el líquido en ebullicion en el matracito, hasta que haya destilado próximamente 20 ó 25 gramos. El líquido condensado en el recipiente es el *éter impuro.* Es preciso evitar la proximidad de cuerpos en combustion, porque el éter es, á la vez que muy volátil, inflamable. El éter, tal como se acaba de obtener por este procedimiento, contiene agua, alcohol, alguna vez ácido sulfuroso: para purificarle se añaden próximamente 20 gramos de agua y 5 de potasa cáustica; despues se agita y se tapa el frasco. Transcurridos algunos instantes de reposo, el líquido se separa en dos capas bien distintas; la inferior formada por la solucion de potasa que ha absorbido el ácido sulfuroso, y á la que se ha mezclado el alcohol contenido en el producto de la destilacion; el éter, poco soluble en el agua, sobrenada. Basta para separarlas invertir el frasco y destapar ligeramente hasta que la solucion acuosa se haya eliminado. Este éter se somete despues á una segunda destilacion, la rectificacion, que suministra un producto puro.

Para preparar el éter en grande se introduce en una retorta una mezcla de 9 kilógramos de ácido sulfúrico y 5 de alcohol, que se destila. Durante la destilacion se hace llegar á la retorta alcohol á medida que se produce éter. La cantidad de ácido sulfúrico es suficiente para convertir en éter 30 kilógramos de alcohol de 90°, y mayor cantidad de alcohol anhidro.

505. TEORÍA DE LA FORMACION DEL ÉTER. El éter no difiere del alcohol sino por un equivalente menos de agua; se podria

suponer, segun esto, que el ácido sulfúrico, muy ávido de agua, se apodera simplemente de un equivalente de la del alcohol y le transforma en éter. El fenómeno, sin embargo, es un poco mas complicado, porque la reaccion tiene dos fases; se forma primero ácido sulfoetílico, que se convierte despues en éter. El ácido sulfoetílico, diluido en 6 ú 8 equivalentes de agua, hierve entre 130 y 140° y se convierte en ácido sulfúrico diluido, fijo á esta temperatura, éter y agua que destilan sin combinarse. Si, por el contrario, el ácido sulfoetílico se encuentra mezclado con 9 ó 10 equivalentes de agua, hierve á una temperatura inferior á 130° y se convierte tambien en ácido sulfúrico diluido, agua y éter; pero entonces estos dos últimos cuerpos, hallándose en presencia y en estado naciente, se combinan de nuevo y se forma el alcohol. Esta es la razon por qué la rectificacion del alcohol no tiene lugar cuando el ácido sulfúrico ha transformado en éter 30 veces su volúmen de alcohol á 90°, porque entonces el ácido sulfoetílico está diluido en 9 equivalentes de agua próximamente. Las afinidades están, pues, en este caso modificadas por el agua, como ya hemos tenido ocasion de notar en otras reacciones.

506. EXPERIENCIAS CON EL ÉTER. *a)* Si se dejan caer algunas gotas de éter sobre la mano, se evaporan con rapidez, produciendo una sensacion de frio (40). El éter es tan volátil que empieza á hervir á 35°; así es que hay necesidad de guardarle en frascos bien tapados y colocados en un sitio fresco.

b) El éter se inflama con mas rapidez y arde con una llama mas brillante que el alcohol, como puede demostrarse aproximando una bujía encendida á dos pedazos de madera sumergidos cada uno en uno ú otro de estos líquidos. La llama del éter es mas brillante y ligeramente fuliginosa, porque es mas rico en carbono que el alcohol; como este último, se convierte en ácido carbónico y agua por la combustion.

c) Si se vierten algunas gotas de éter en el fondo de un vaso al que se aproxima despues un cuerpo inflamado, se produce una detonacion, porque el vapor de éter mezclado

con el aire, forma una verdadera mezcla detonante. La trasvasacion del éter hecha imprudentemente cerca de la luz artificial, ó la rotura de un frasco que le contuviese ocurrida no lejos del fuego, han dado lugar con frecuencia á terribles accidentes. Si se penetrara con luz en una habitacion en que se hubiera volatilizado cierta cantidad de éter, se produciria una detonacion análoga á la del gas.

d) El alcohol se mezcla con el éter en todas proporciones; la mezcla formada de 3 partes de alcohol y 1 de éter, se emplea en medicina como calmante, bajo el nombre de *gotas de Hoffmann.*

e) El sebo, un aceite ó una grasa cualquiera, introducidos en un tubo, desaparecen rápidamente si se añade éter. En efecto; el éter disuelve las grasas y ofrece un medio fácil de separarlas, porque son insolubles en agua y en alcohol; el éter disuelve del mismo modo la mayor parte de las resinas y aun el cautchouc.

El éter se llama con frecuencia *éter sulfúrico*; esta denominacion es impropia; el éter puro no contiene azufre, ni ácido sulfúrico.

507. COMBINACIONES DEL ÉTER CON LOS ÁCIDOS: ÉTERES COMPUESTOS. Aunque el éter no tenga reaccion básica, goza la propiedad de combinarse con muchos ácidos: estas combinaciones, sin embargo, no se verifican directamente, y no tienen lugar mas que en el estado naciente en el momento en que el éter se forma ó cuando se desprende de otra combinacion. Se podrian llamar estas combinaciones sales de éter, como se dice sales de potasa; pero se ha convenido en designarles con el nombre de *éteres compuestos.* Son muy numerosos, porque cada ácido puede combinarse con el éter; la mayor parte son líquidos, algunos sólidos. Solo citaremos algunos de estos.

El *éter acético* $AeO,\bar{A}$ es un líquido muy volátil y de un olor agradable; es frecuentemente empleado en medicina.

El *éter nitroso* $AeONO^3$ tiene olor á manzanas; disuelto en alcohol, es tambien empleado en medicina.

El *éter enántico* $AeO,\overline{O}e$ se encuentra en algunos vinos; á este éter, sobre todo, es al que deben su *bouquet*.

El *éter butírico* se encuentra hoy en las artes con el nombre de *aceite de ananas*, éter ó esencia de ron; se usa para dar á los aguardientes el sabor al ron.

Del mismo modo que el alcohol de vino, el espíritu de madera ó *alcohol etílico*, el *alcohol amílico* y los demas alcoholes dan orígen á *éteres* y á *éteres compuestos* particulares.

Radicales orgánicos.

508. RADICALES ORGÁNICOS Ó RADICALES COMPUESTOS. Se consideraban en otro tiempo las materias orgánicas como formadas por la combinacion directa del carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, etc., y se dividian en sustancias ternarias (formadas de tres elementos) y cuaternarias (formadas de cuatro elementos). Mas tarde se creyó que, lo mismo que los cuerpos inorgánicos, los cuerpos orgánicos acaso tenían un modo muy sencillo de formacion; que se podia suponer la existencia de grupos atómicos, formados, por ejemplo, de carbono é hidrógeno, conduciéndose como un elemento ó radical, así como se ha visto para el grupo C^2N (Cianógeno). Esta hipótesis se ha hallado en muchos casos confirmada por la experiencia; y como el alcohol y sus derivados se prestan fácilmente á la explicacion de esta teoría, se han elegido como ejemplo. En los compuestos derivados del alcohol se admite un radical formado de 4 equivalentes de carbono unidos á 5 de hidrógeno C^4H^5; este radical ha recibido el nombre de etilo Ae. Esto admitido, se considera:

El éter C^4H^5O, como el óxido de etilo AeO;

El alcohol $C^4H^6O^2$, como el hidrato de óxido de etilo AeO,HO;

El ácido sulfoetílico, como bisulfato de óxido de etilo $AeO,2SO^3 + 4HO$;

El éter acético, como el acetato de óxido de etilo $AeO,\overline{A}$.

El éter clorhídrico, como el cloruro de etilo, AeCl.

Estos ejemplos bastan para poner de manifiesto la gran analogía que parece existir entre las combinaciones del reino inorgánico y las del reino orgánico; la serie etílica puede muy bien compararse con la serie de compuestos formados por el potasio. Así:

Al potasio	corresponderá	el etilo,
á la potasa	»	el óxido de etilo (éter),
al hidrato de potasa	»	el hidrato de óxido de etilo (alcohol),
al bisulfato de potasa	»	el bisulfato de óxido de etilo (ácido sulfoetílico ó sulfovínico),
al acetato de potasa	»	el acetato de óxido de etilo (éter acético),
al cloruro de potasio	»	el cloruro de etilo (éter clorhídrico),
al sulfuro de potasio	»	el sulfuro de etilo (éter sulfhídrico),
al antimoniuro de potasio	»	el antimoniuro de etilo, etc.

Se ha dado á estos radicales el nombre de *radicales compuestos ó radicales orgánicos*; el *etilo* hace parte de los radicales que dan orígen á bases (513).

VIII. Transformacion del alcohol en ácido acético. Ácido acético. ($C^4H^3O^3HO$) (198.)

509. TRANSFORMACION DEL ALCOHOL. *Experiencia.* Se mezclan en un frasco 20 gramos de alcohol y 120 gramos de agua; se añade un pequeño pedazo de pan impregnado en vinagre ó en una levadura ácida; colócase despues en un sitio cuya temperatura es de 30 á 40°, teniendo cuidado de no tapar el frasco de modo que se impida el acceso del aire atmosférico. Al cabo de algunas semanas el líquido alcohólico estará transformado en vinagre. En un frasco perfectamente tapado, el fenómeno no tendria lugar, porque el aire es indispensable para la transformacion, que se efectúa á espensas del oxígeno del aire: es una oxidacion del alcohol. La transformacion del alcohol no se efectuaria tampoco sin la presencia del pan ó la levadura: en efecto; del mismo modo que el azúcar por sí solo no se transforma en alcohol, tampoco este por sí solo se transforma en vinagre; pero tambien el

azúcar, en contacto con un cuerpo fácilmente descomponible (fermento, levadura, etc.), se convierte en alcohol; el alcohol, con una sustancia ácida fácil de descomponer, como el pan, levadura, vinagre, etc., absorbe el oxígeno y se transforma en ácido acético. La accion de estos compuestos, que han recibido el nombre de *fermentos acéticos*, es comparable á la del bióxido de azoe en las cámaras del plomo; absorbe el oxígeno del aire y lo trasmiten al alcohol diluido.

Es una sustancia análoga, pero mucho mas enérgica que el musgo de platino; sin alterarse, ella determina, al mismo tiempo que una elevacion de temperatura, la combinacion del oxígeno del aire con el alcohol, que se transforma en vinagre (392). El *espíritu de madera* y el *alcohol amílico* se oxidan del mismo modo y producen ácidos particulares (ácido fórmico y ácido valeriánico) (518). Los líquidos fermentados, tales como el vino, la cerveza, la sidra, etc., por contener alcohol gozan tambien de la propiedad de convertirse en vinagre, y se emplean con frecuencia para este uso. Cuando estos líquidos contienen materias nitrogenadas, tales como el glúten ó la levadura, que es el caso general, estas sustancias obran como fermentos, y basta exponer los líquidos á una temperatura de 30 á 40° para convertirles en vinagre. Esta transformacion es sumamente fácil durante la fermentacion alcohólica é inmediatamente despues; á veces los destiladores y obreros se ven obligados á acudir á un rápido enfriamiento para impedir el ascenso de los productos en fermentacion.

Las materias amiláceas y azucaradas pueden tambien convertirse en ácido acético, no sin haber previamente experimentado la fermentacion alcohólica. Esto explica por qué en las aldeas se prepara frecuentemente vinagre exponiendo cerca del fuego los desperdicios (mondaduras, etc.) de frutos humedecidos; porque los frutos azucarados y los alimentos, despues de cocidos, se acidifican. Como en este caso la acidificacion va siempre precedida de una efervescencia producida por la fermentacion alcohólica, se atribuia el des-

prendimiento de gases á la formacion del vinagre, y de aquí procede la denominacion de *fermentacion acética*. En la transformacion del alcohol en ácido acético no se desprende gas alguno.

510. ACELERACION DE LA FORMACION DEL ÁCIDO ACÉTICO. *Experiencia.* Se introducen escobajos de uva secos, sin amontonar, en dos vasos; despues se llena uno de ellos hasta la mitad, y el otro por completo, de vino, cerveza, ó una mezcla formada de una parte de alcohol, una de cerveza y seis de agua. Se colocan los dos vasos en un sitio caliente, y se trasvasa el contenido de ellos muchas veces al dia, de tal modo que cada vaso no se encuentre sino alternativamente lleno. El alcohol se transforma de esta manera en ácido acético con mucha mayor rapidez que en la experiencia anterior, porque el líquido que queda adherido al escobajo de la uva presenta al aire mucha mayor superficie.

La efervescencia que primero se produce es debida á la pequeña cantidad de glucosa que existe en el escobajo de la uva y en la cerveza: se forma alcohol, que se convierte en ácido acético y aumenta la fuerza del vinagre.

511. FABRICACION DEL VINAGRE. La transformacion del alcohol en ácido acético es mas rápida todavía que en la experiencia anterior si se expone el líquido al aire en una superficie mas extensa. La operacion se hace generalmente en un tonel (fig. 199) de una altura de $2^m,05$ á 3 metros, lleno de virutas de madera de haya, arrolladas en espiral. En la parte superior, este tonel posee un doble fondo provisto de infinidad de pequeños agujeros, por los que se hace pasar una paja ó una mecha sostenida por un nudo. El líquido alcohólico vertido sobre este doble fondo, se vierte gota á gota á lo largo de las pajas ó mechas, y cae sobre las virutas, ofreciendo un acceso considerable al aire, que entra por orificios practicados en la parte inferior del tonel. Se emplea como fermento el mismo vinagre de que se impregnan el tonel y las virutas: antes de principiar la operacion, se añade tambien cierta porcion al líquido que se quiere acidificar. Du-

rante la oxidacion del alcohol, se desprende bastante calor para mantener la temperatura á 40° próximamente en el interior del tonel: esta elevacion de temperatura permite al aire, privado de $\frac{1}{3}$ ó $\frac{1}{4}$ de su oxígeno, salir por la parte superior á traves de muchas aberturas practicadas en el doble fondo, y las que se han tapado con tubos de vidrio con objeto de que el líquido no se introduzca en ellas. En un tonel de este género se puede convertir en pocas horas en vinagre aguardiente calentado ó cerveza, vino, etc.; basta hacerles pasar tres ó cuatro veces á traves de las virutas.

512. TEORÍA DE LA FORMACION DEL ÁCIDO ACÉTICO. El alcohol, para transformarse en vinagre, absorbe 4 equivalentes de oxígeno.

Así: 1 equivalente de alcohol, mas 4 equivalentes de oxígeno $C^4H^6O^2 + 4O$, producen 1 equivalente de ácido acético, y 3 equivalentes de agua $C^4H^3O^3 + 3HO$.

Esto no es, por consiguiente, otra cosa mas que una oxidacion del alcohol.

Se puede considerar esta transformacion como una combustion imperfecta; y aquí tambien se verifica lo que se ha dicho al hablar de la combustion de la madera en el aire (120) ó del azúcar en el ácido nítrico (196): que el hidrógeno se quema primero, mientras que el carbono no se oxida sino en último término. En este caso el carbono no se ha oxidado, al paso que se han quemado 3 equivalentes de hidrógeno, y al mismo tiempo ha habido fijacion de 1 equivalente de oxígeno.

Aldehido. La transformacion del alcohol en ácido acético no se efectúa directamente, como podria deducirse de las experiencias anteriores: se forma primero un compuesto intermediario, el *aldehido*, que puede ser considerado como el ácido acético á medio formar, porque es el alcohol privado de 2 equivalentes de hidrógeno.

Así: el alcohol, $C^4H^6O^2 + 2O$

Da el aldehido, $C^4H^4O^2 + 2HO$.

Este compuesto, que se origina antes de la formacion del

ácido acético, tiene un olor particular, asfixiante, que se percibe con frecuencia en las habitaciones en que se fabrica el vinagre. El aldehido tiene una gran afinidad para el oxígeno: absorbe rápidamente 2 equivalentes de él para transformarse en ácido acético hidratado, $C^4H^3O^3,HO$; es lo que tiene lugar en el segundo período de la transformacion del alcohol en vinagre.

El aldehido se produce con mucha facilidad: se le reconoce por su olor característico cuando se coloca un hilo de platino incandescente en una mezcla de vapor de alcohol y aire (114), ó bien si se enfria la llama de una lámpara de alcohol por medio de una tela metálica. En estos dos casos se forma el aldehido, porque la temperatura es insuficiente para producir la combustion completa del alcohol, que no se combina sino con 2 equivalentes de oxígeno; se forma tambien al mismo tiempo ácido acético y otros productos gaseosos. Se ve, por lo que antecede, que la transformacion del alcohol en el aldehido y ácido acético debe verificarse, y se verifica en efecto, siempre que el alcohol se encuentra en contacto con un cuerpo que ceda fácilmente una parte de su oxígeno, como el ácido crómico, el ácido nítrico, el bióxido de manganeso en presencia del ácido sulfúrico, etc.

Se puede explicar fácilmente la formacion del ácido acético en la destilacion de la madera. La madera está principalmente formada de celulosa, que se compone de $C^{12}H^{10}O^{10}$; el ácido acético anhidro, de $C^4H^3O^3$, ó, triplicando la fórmula, de $C^{12}H^9O^9$; basta, por consiguiente, que la celulosa pierda 1 equivalente de agua, para dar orígen á 3 equivalentes de ácido acético.

513. ACETILO. Del mismo modo que respecto al éter y alcohol, pueden considerarse el aldehido y el ácido acético como combinaciones formadas por un radical Ac, compuesto de 4 equivalentes de carbono y 3 equivalentes de hidrógeno, C^4H^3. Una vez admitido esto,

El aldehido, $C^4H^4O^2$ sería un hidrato de óxido de acetilo, $AcO+HO$.
El ácido acético $C^4H^3O^3$ del ácido acético, AcO^3.

El acetilo sería, por consiguiente, un radical que da orígen á ácidos.

Acetona. Cuando se somete á la destilacion seca un acetato con una base enérgica, la cal, por ejemplo, el ácido acético se convierte en ácido carbónico, que queda unido á la base, y en un líquido dotado de olor penetrante, la acetona, que destila.

Cacodilo. Si se destila el acetato de potasa con ácido arsenioso, se obtiene un líquido fumante, de olor fétido y espontáneamente inflamable, que se llamaba en otro tiempo *licor fumante de Cadet.* Este líquido es el óxido de un radical compuesto de carbono, hidrógeno y arsénico; ha recibido el nombre de *cacodilo*, y á pesar de su composicion compleja, se conduce en todas sus combinaciones como un metal.

514. PROPIEDADES DEL VINAGRE. El vinagre no es mas que el ácido acético muy diluido en agua; contiene ademas sustancias procedentes de las materias con que se ha preparado (malta, frutos, vino). Se colorea generalmente en amarillo ó en pardo, con un poco de caramelo ó una infusion de achicorias. Los vinagres mas fuertes contienen en volúmen de 8 á 12 por 100 de ácido acético; los vinagres de vino de 6 á 8 por 100, y los vinagres comunes débiles de 2 á 5; el resto de la parte líquida no es otra cosa mas que agua. Se determina el valor de un vinagre con el auxilio de los líquidos titulados, como se ha dicho para la potasa (202). El instrumento especial generalmente empleado para esta clase de ensayos ha recibido el nombre de *acetómetro* (fig. 200). Es un tubo graduado en el que se introduce hasta *a* tintura de tornasol; despues vinagre hasta el principio de la graduacion, y por último, el álcali titulado, hasta que el tornasol adquiera su color azul; se lee el volúmen de álcali añadido sobre los grados del acetómetro, los cuales indicarán la fuerza del vinagre.

El vinagre expuesto al aire se descompone con tanta mayor rapidez cuanto mas débil es: se cubre de moho ó deposita una materia gelatinosa, y al mismo tiempo se forma una

gran cantidad de infusorios que frecuentemente pueden observarse aun á la simple vista, mirando el vinagre á traves de un frasco que le contenga. La ebullicion suspende durante algun tiempo la descomposicion de un vinagre en este estado.

Siendo el ácido acético menos volátil que el agua, las primeras porciones que pasan en la destilacion del vinagre son muy débiles; las últimas, por el contrario, mas concentradas; el vinagre es en este caso incoloro y privado de sustancias fijas. Si se expone al frio, se congela primero el agua casi pura; lo mismo sucede cuando se trata de congelar el vino; este medio puede emplearse con ventaja para dar mas fuerza al vinagre y hacer el vino mas alcohólico: basta para esto separar el hielo formado, hasta que se juzgue la concentracion suficiente. El vinagre está sujeto á fraudes que tienen por principal objeto disimular su poca concentracion; con este fin le añaden con frecuencia pimienta, raiz de pelitre, y alguna vez tambien ácido sulfúrico. Este fraude puede con facilidad descubrirse de la manera siguiente:

Experiencia. Se coloca al baño de maría una cápsula, en la que se introduce el vinagre que se va á ensayar y un poco de azúcar blanco (fig. 201). El calor volatiliza el vinagre, y el azúcar, seco, queda blanco en el fondo de la cápsula; pero si el vinagre contiene ácido sulfúrico, este ácido, que no es volátil á esta temperatura, se concentra y acaba por reaccionar sobre el azúcar, al que carboniza.

Transformacion del azúcar en ácido láctico y en ácido butírico.

515. FERMENTACION VISCOSA. *Experiencia.* Si se expone el zumo de zanahoria á la temperatura de 30 ó 40°, entra en fermentacion, como se ha visto en el § 484; todo el azúcar se transforma; pero en lugar de alcohol el líquido contiene, despues que la fermentacion ha cesado, un ácido particular, el *ácido láctico*, y un cuerpo mucilaginoso análogo á la goma.

Se ha dado á este género de descomposicion el nombre de fermentacion viscosa; ofrece un ejemplo de la modificacion que se verifica en la descomposicion de los cuerpos orgánicos bajo la influencia de un cambio de temperatura. Entre 10 y 20° el zumo de zanahoria entra en fermentacion; el azúcar que contiene se transforma en ácido carbónico y alcohol; á una temperatura mas elevada fermenta tambien; pero el azúcar se transforma en ácido carbónico, ácido láctico y otros muchos productos.

Acido láctico. $HO,C^6H^5O^5$. El azúcar contenido en algunas materias vegetales se convierte tambien en ácido láctico cuando estas sustancias están impregnadas de una solucion concentrada de sal marina y comprimidas. Así las legumbres saladas, coles, judías, deben principalmente su acidez al ácido láctico. Este ácido se forma naturalmente á espensas del azúcar de leche (627), en la leche que se agria; tambien se produce en el engrudo de almidon que se convierte en ácido. Se encuentra formado en la carne muscular, jugo gástrico, etc.

El ácido láctico es un líquido incoloro, inodoro y de un sabor fuertemente ácido; forma con el óxido de zinc y la cal combinaciones cristalizables, á las que con frecuencia se ha recurrido para obtenerle al estado de pureza. El ácido láctico, segun su composicion, podria considerarse formado de aldehido y ácido fórmico.

Acido butírico. $HO,C^8H^7O^3$. En los alimentos salados y fermentados de que antes se ha hecho mencion, se forma, cuando la fermentacion ha avanzado mas, un segundo ácido, el ácido butírico, que les comunica un olor especial poco agradable. Es producido por una fermentacion particular, y se obtiene fácilmente exponiendo en un sitio en que la temperatura sea próximamente de 30° una solucion azucarada que contenga queso en descomposicion. El azúcar se convierte primero en ácido láctico, que se transforma en ácido butírico á medida que la fermentacion avanza. Este ácido existe formado en el fruto del algarrobo, del tamarindo, y en la

manteca, que contiene diversas combinaciones butíricas, y de donde se puede aislar con facilidad. El ácido butírico es un líquido incoloro, y puede destilarse; tiene un olor ácido que recuerda el de la manteca rancia; su sabor es ácido y cáustico; es soluble en todas proporciones, en el agua y en el alcohol (629).

Panificacion.

516. HARINA. Las semillas de cereales, con las que se prepara la harina y el pan, están formadas principalmente de *almidon* y *glúten*; contienen ademas un poco de dextrina, alguna vez glucosa. En la pulverizacion y molienda, la película exterior, rica en nitrógeno, en materia grasa y en fosfato, constituye el *salvado*, mientras que la parte interna forma la harina. El glúten es mas tenaz, y por consiguiente mas difícil de reducir á harina que el almidon, lo que explica por qué despues del cernido la harina mas fina y *mas blanca* es mas rica en almidon que la menos fina, de color agrisado, la cual en compensacion contiene mas glúten. El glúten constituye la parte esencialmente nutritiva del pan: la harina de segunda calidad y el pan negro, son, pues, mas nutritivos que la harina y el pan blancos; pero tambien de digestion mas difícil.

Transformacion de la pasta de harina. Experiencia. Se hace con harina y agua tibia una pasta algo clara, que se expone durante ocho ó diez dias en una vasija tapada á una temperatura suave. La pasta experimenta poco á poco una alteracion, en la que se observan dos períodos distintos. Durante el primero, que se manifiesta al cabo de tres ó cuatro dias, se desprenden burbujas de gas de olor ácido y desagradable; en este estado la pasta, mezclada con una solucion de azúcar á la temperatura conveniente, convierte el azúcar en *ácido láctico*. Despues de seis ú ocho dias la pasta ha adquirido un olor agradable y espirituoso; obra como la levadura de cerveza sobre el azúcar en disolucion, que transforma en alco-

hol y ácido carbónico. Pasado algun tiempo la masa adquiere un sabor ácido, debido al ácido acético formado á espensas del alcohol (levadura ácida). En este estado la pasta determina tambien la fermentacion alcohólida en una solucion azucarada; pero el alcohol se encuentra casi al punto transformado en ácido acético.

Segun lo que precede, la transformacion del azúcar no puede, por consiguiente, atribuirse mas que á la fermentacion de la sustancia protéica del glúten, que, poco alterado, obra como fermento láctico; mas alterado, como fermento alcohólico; y por último, en un grado avanzado de descomposicion, como fermento acético.

517. PAN. Lo que lentamente se ha verificado en la experiencia anterior, se hace con rapidez en la panificacion, porque se añade á la pasta un fermento ya formado.

Para la fabricacion del pan blanco se emplea de preferencia la levadura de cerveza, que es el fermento alcohólico mas enérgico: transforma el azúcar preexistente, ó que se forma en la harina, en alcohol y ácido carbónico. Este ácido, al desprenderse, hincha la masa y la hace porosa (levanta la pasta). La elevacion rápida de la temperatura en el horno determina la dilatacion del gas y su expulsión; una gran parte del agua se desprende, y en la superficie de la pasta se produce una costra dura que permite al pan conservar su forma. Si el horno no está bastante caliente ó la pasta demasiado húmeda, la costra no se forma con la suficiente rapidez; el ácido carbónico se desprende á traves de la pasta; el pan se extiende y no queda poroso. Esto es lo que tiene lugar principalmente en el pan negro, que es rico en glúten, retiene fuertemente el agua y se deseca con mas dificultad en la superficie que el pan blanco, mas rico en almidon.

Para la preparacion del *pan negro* se emplea la levadura ácida como fermento; se forma, por consiguiente, en la pasta, ademas de alcohol y ácido carbónico, un poco de ácido acético, ácido láctico (alguna vez indicios de ácido butírico), que dan al pan un sabor ligeramente ácido. Con 3 kilógramos

de harina se preparan 4 kilógramos de pan, cuya cuarta parte está formada por agua. El pan poroso se disuelve fácilmente en el estómago, mientras que el pan muy compacto es de difícil digestion. Se ha visto (457) que el almidon calentado se transforma en *dextrina*; una parte del almidon de la pasta experimenta esta transformacion, sobre todo en la parte superior que ha estado expuesta á la radiacion de la bóveda del horno. Si se humedece el pan en la superficie con agua y se le coloca un momento en el horno, se cubre de una película brillante formada por la dextrina disuelta y desecada.

Se puede hacer levantar la pasta por otros procedimientos que la fermentacion, mas ó menos ventajosos, introduciendo en ella sustancias que adquieran el estado gaseoso bajo la influencia del calor.

Experiencia. Se mezclan íntimamente 1 gramo de bicarbonato de sosa con 50 de harina, que se reduce á pasta con 30 gramos de agua, acidulada con 2 ó 3 gotas de ácido clorhídrico. La pasta, expuesta primero á una temperatura suave, se lleva despues á la coccion en un horno, en donde se transforma en un pan muy poroso. El ácido carbónico, desalojado por el ácido clorhídrico, hace levantar la pasta, la cual se encuentra salada al mismo tiempo por la sal marina que se forma. Este método se ha empleado con frecuencia en grande para hacer levantar la pasta.

Experiencia. Se repite la experiencia anterior sustituyendo al bicarbonato sódico y ácido clorhídrico 2 á 3 gramos de carbonato amónico. Tratada en cuanto á lo demas la pasta como anteriormente, se eleva y da un pan poroso, porque el carbonato amónico, muy volátil, adquiere el estado gaseoso y dilata la pasta. Este procedimiento es empleado ventajosamente, sobre todo en pastelería. Aunque su accion sea menos enérgica, se emplea alguna vez el alcohol y el ron para hacer levantar la pasta.

Espíritu de madera (alcohol metílico) y aceite de patatas (alcohol amílico).

De todos los cuerpos que han recibido el nombre de alcoholes, no estudiaremos en este sitio sino los dos mas conocidos; el *espíritu de madera* y *aceite de patatas*, ya citados anteriormente, y algunos de sus derivados.

518. ALCOHOL METÍLICO Ó ESPÍRITU DE MADERA. Este alcohol, que se obtiene por la destilacion seca de la madera, tiene por radical el grupo atómico C^2H^3, llamado *metilo*, que combinado con el oxígeno forma el éter metílico C^2H^3,O, y combinado con el oxígeno y el agua constituye el alcohol metílico $C^2H^4O^2$.

Acido fórmico $HO,C^2HO^3F\bar{o}$. La analogía entre el alcohol y el espíritu de madera continúa aun cuando se transformen en ácidos. El alcohol, bajo la influencia del oxígeno, se transforma en ácido acético (509); el espíritu de madera se transforma en ácido fórmico. El radical del ácido acético es el acetilo; el del ácido fórmico, el *formilo* C^2H. Este ácido se encuentra formado en las hormigas y en las ortigas; se obtiene artificialmente oxidando el azúcar, el almidon y un gran número de sustancias orgánicas, con el auxilio de cuerpos ricos en oxígeno, tales como el ácido nítrico, ácido crómico, bióxido de manganeso descompuesto por el ácido sulfúrico, etc. Como el ácido fórmico es volátil, destila y se condensa en un líquido incoloro; su sabor es ácido y penetrante; su olor picante. Los farmacéuticos emplean, con el nombre de espíritu fórmico, el alcohol destilado sobre hormigas y que contiene un poco de ácido fórmico.

Cloroformo. Si se sustituye el cloro al oxígeno en el ácido fórmico, se obtiene el *cloruro de formilo* C^2HCl^3, muy conocido como anestésico bajo el nombre de *cloroformo*. Generalmente se obtiene destilando el alcohol diluido en agua sobre el hipoclorito de cal: el alcohol se transforma entonces en formilo bajo la influencia del cloro. El cloroformo es un líquido

denso, incoloro y muy volátil; su sabor y olor son etéreos. Si se impregna en cloroformo un pañuelo y se coloca delante de la boca, determina la insensibilidad y el letargo; una accion prolongada le haria mortal: la cirugía lo ha empleado con buen éxito para evitar á los pacientes los dolores en las operaciones.

519. ALCOHOL AMÍLICO Ó ACEITE DE PATATAS. Se ha visto ya (495) en qué circunstancias se produce este alcohol, conocido generalmente con el nombre de aceite de patatas. Su radical, el *amilo* $C^{10}H^{11}$, forma, como los radicales de todos los alcoholes, un éter, el *éter amílico* $C^{10}H^{11}O$, cuando está combinado con un equivalente de oxígeno; el *alcohol amílico*, cuando ademas está unido á un equivalente de agua.

Acetato de óxido de amilo ó éter amilacético. Este cuerpo se desprende en vapores cuando se calienta una mezcla de 2 partes de acetato de potasa, 1 de aceite de patatas y 1 de ácido sulfúrico; estos vapores pueden fácilmente condensarse en un tubo suficientemente enfriado. Tiene un olor que recuerda el de las peras. Si se hacen pasar vapores de éter amilacético por el agua, el éter se reune en la superficie bajo la forma de gotas de aspecto oleoso, cuya composicion es análoga á la del éter acético. Se encuentra hoy esta sustancia en las artes con el nombre de esencia de peras. El aceite de patatas produce tambien otros dos éteres dotados de un olor agradable: el *éter amilvalérico* ó *esencia de manzanas*, y el *éter amilbutírico* ó *esencia de cognac.*

Acido valérico. El ácido valérico se deriva del alcohol amílico, como el ácido acético del alcohol, el ácido fórmico del espíritu de madera, por la oxidacion. Su radical, $C^{10}H^{9}$, ha recibido el nombre de *valerilo.* Este ácido, incoloro, de consistencia oleosa y olor desagradable, existe formado en las raices de valeriana y angélica; se produce tambien en la descomposicion del queso y otras sustancias de orígen animal.

RESÚMEN.

1.° El azúcar se transforma:

a) En materias carbonizadas negras, cuando pierde el oxígeno y el hidrógeno.

b) Oxidándose por via húmeda, en ácido sacárico, ácido oxálico; por último, en ácido carbónico y agua.

c) En alcohol (muy hidrogenado) y ácido carbónico (muy oxigenado) cuando está en contacto con materias protéicas en via de descomposicion (fermentacion alcohólica).

d) A una temperatura mas elevada y en las mismas circunstancias, en ácido láctico, ácido butírico y otros muchos productos (fermentacion láctica, fermentacion viscosa).

2.° En la transformaciou del azúcar en *c* y en *d*, la materia nitrogenada se transforma en otras combinaciones (levadura, sales amoniacales, etc).

3.° La transformacion del azúcar en alcohol y ácido carbónico se verifica lentamente á una temperatura baja (fermentacion del depósito); rápidamenta cuando la temperatura es mas elevada (fermentacion tumultuosa).

4.° El alcohol no ha podido obtenerse hasta ahora mas que por la fermentacion de la glucosa.

5.° El almidon que se transforma en alcohol debe primero transformarse en glucosa; lo mismo le sucede al azúcar de caña.

6.° El alcohol se transforma:

a) En hidrógeno bicarbonado (gas oleificante) y agua, perdiendo su oxígeno y una parte de su hidrógeno.

b) En óxido de etilo ó éter y agua, si se le sustrae 1 equivalente de oxígeno y 1 equivalente de hidrógeno; este óxido de etilo se combina con los ácidos como una base.

c) Bajo la influencia del oxígeno, primero en aldehido y

agua; despues en ácido acetico y otros ácidos. Si se siguen los grados de oxidacion del alcohol, se ve que:

El alcohol,	combinándose con	el oxígeno,	forma	el aldehido y agua;
el aldehido	»	»	»	el ácido acético;
el ácido acético	»	»	»	ácido fórmico y agua;
el ácido fórmico	»	»	»	ácido oxálico y agua;
el ácido oxálico	»	»	»	el ácido carbónico.

7.° Los límites de esta oxidacion son los productos del alcohol cuando arde; ácido carbónico y agua.

8.° Hay muchos alcoholes; los mas conocidos son: el alcohol ordinario ó etílico, el espíritu de madera ó alcohol metílico y el aceite de patatas ó alcohol amílico.

9.° El azúcar forma parte de los cuerpos orgánicos ricos en carbono; el alcohol se coloca entre los que son ricos en hidrógeno, y el ácido acético, así como los demas ácidos, contienen, por el contrario, una fuerte proporcion de oxígeno.

IX.—Sustancias grasas.

520. ACEITE. *Experiencia.* Si se tritura un pedazo de almendra, se ven salir de ella pequeñas gotitas líquidas y grasas que dejan sobre el papel manchas translúcidas y persistentes. Una gran cantidad de almendras trituradas y sometidas á la espresion en una prensa, dan un líquido espeso y graso; el *aceite de almendras*, cuyas almendras contienen $\frac{1}{4}$ de su peso. Las sustancias grasas han recibido el nombre de *aceites* cuando son líquidas á la temperatura ordinaria; todas las plantas contienen proporciones mayores ó menores de ellos.

521. MANTECA. *Experiencia.* Si se hace hervir durante algun tiempo carne grasa de puerco en agua, y se esprime despues en un lienzo, se obtiene, como en la experiencia anterior, un aceite graso que deja sobre el papel una mancha permanente. Esta grasa, sin embargo, no es líquida sino á una temperatura superior á 30°; á la temperatura ordinaria,

es sólida, pero poco consistente. Las materias grasas de este género, extraidas del reino animal, han recibido el nombre de mantecas ó enjundias. En el reino vegetal existen cuerpos grasos que tienen esta consistencia, y se les da tambien el nombre de mantecas por el aspecto que presentan.

522. SEBO. Si se hace con la carne de vaca ó carnero la experiencia anterior, se obtiene tambien una grasa líquida, el *sebo*; pero que se solidifica á 36° y adquiere mucha mas consistencia que la manteca. Se puede de este modo, por ebullicion y presion, ó por la fusion, separar la grasa de la carne de todos los animales; pero particularmente de los animales domésticos. Las grasas extraidas con el auxilio del agua son blancas, porque no han experimentado una temperatura superior á 100°; las que, por el contrario, se han calentado á fuego desnudo, son con frecuencia amarillas ó pardas, porque la temperatura puede ser bastante elevada para alterar algunas sustancias extrañas que han quedado en la grasa; y si llega á 300°, puede alterar la misma grasa.

Las materias grasas extraidas del reino animal debian estudiarse en la segunda parte de la química orgánica; pero la identidad perfecta que existe entre las grasas de orígen vegetal y las de orígen animal, necesita que su estudio sea simultáneo.

Las grasas vegetales son mas frecuentemente líquidas (aceites); la de los carnívoros, poco consistentes (mantecas); por último, las de los herbívoros, compactas (sebos).

Propiedades de las sustancias grasas.

523. LAS SUSTANCIAS GRASAS SON FIJAS. *Experiencia*. Una ligera capa de grasa extendida sobre una hoja de papel que se expone despues al calor, es persistente, porque las grasas no son *volátiles*. Las materias grasas penetran fácilmente los cuerpos porosos, tales como la madera, el cuero, etc.; y como permanecen largo tiempo líquidas, dan á estos cuerpos flexibilidad. Con este objeto se engrasan los arreos de los ca-

ballos, el calzado, y los preparadores de pieles dan con aceite de pescado las que destinan á la fabricacion de guantes, etc. La arcilla es sobre todo la que posee la propiedad de absorber las grasas, que extrae aun de la madera y el papel. Algunas sustancias porosas y delgadas, cuyas cavidades están llenas de aire, adquieren la transparencia cuando se les impregna con aceite: así el papel engrasado se hace bastante transparente para poderse copiar los trazos al traves de él ó para hacer pinturas transparentes.

524. LAS GRASAS Y EL AGUA. Las sustancias grasas sobrenadan en el agua; su densidad es, por consiguiente, menor. Se ha utilizado esta propiedad para librar á algunas sustancias del acceso del aire: así una solucion de sulfato ferroso (285) absorbe rápidamente el oxígeno del aire y se enturbia, lo que no tiene lugar cuando está recubierta de una capa de aceite. El zumo de limon, que se altera con rapidez al aire, se conserva sin alteracion bajo una capa de aceite. Con frecuencia se preservan los alimentos azucarados del acceso del aire, cubriéndoles de una capa de grasa.

Las grasas son insolubles en agua; así es que se emplean con frecuencia para preservar de la humedad diferentes objetos; por eso se hace el cuero impermeable engrasándole, se preserva el hierro de la oxidacion cubriéndole de una capa de grasa, porque el aire húmedo no ejerce accion sobre esta sustancia. La madera, las velas y el cordaje de los buques, se engrasan y se ponen de este modo al abrigo de la humedad. La madera impregnada en aceite se conserva mucho mas tiempo en los sitios húmedos ó bajo de tierra que la que no ha experimentado esta preparacion.

525. EMULSION. *Experiencia.* Si se agita el aceite con cierta cantidad de agua, se obtiene un líquido cuya apariencia es homogénea; pero que al momento se separa de nuevo en dos capas distintas. Si se añade al líquido una materia mucilaginosa, goma, clara de huevo, etc., la separacion es mucho mas lenta, como podemos convencernos triturando el aceite con una solucion concentrada de goma y agitando

esta mezcla con agua. El aceite no se separa de este líquido lechoso, de esta *emulsion*, sino al cabo de algunos dias.

Experiencia. Se prepara otro género de emulsion triturando algun tiempo con agua semillas muy oleaginosas, como las almendras ó la adormidera, que contienen una materia mucilaginosa soluble en agua, que impide al aceite separarse del líquido.

La leche es una emulsion natural segregada por los animales mamíferos; los glóbulos de grasa no se separan de ella sino con lentitud, porque el cáseo y la pequeña cantidad de albúmina que la leche contiene en disolucion la dan viscosidad.

526. ACEITES GRASOS Y ACEITES SECANTES. *Experiencia.* Se extiende sobre un objeto de metal una ligera capa de aceite de lino; sobre otro una ligera capa tambien de aceite de olivo, y se exponen las dos en un sitio ligeramente caliente; al cabo de algunos dias el aceite de lino está seco, mientras que el aceite de olivo está todavía fluido. Todos los aceites absorben el oxígeno del aire, se espesan, se resinifican y adquieren un olor rancio desagradable; sin embargo, no lo son todos en el mismo grado, y así es que un aceite determinado está ya seco cuando otro no ha perdido todavía su fluidez. Segun estas propiedades, se dividen los aceites en dos clases distintas; los *aceites secantes* y los *aceites grasos*. Los primeros son empleados exclusivamente en la pintura al óleo, y los segundos en el alumbrado y engrasado de las máquinas; en este último caso tienen por objeto disminuir el rozamiento entre los metales, y por eso la fluidez es indispensable.

527. INFLAMACION DE LOS CUERPOS GRASOS. Los aceites, absorbiendo el oxígeno, experimentan una combustion lenta, y por consiguiente desprenden calor. Cuando materias muy divididas impregnadas de cuerpos grasos, algodon graso ó lana, por ejemplo, se acumulan en montones, esta emision de calor llega á veces á ser bastante considerable para determinar la inflamacion espontánea de estas materias; así es que no deben acumularse estas sustancias en cantidades considerables.

Transformaciones de las grasas por el calor.

528. DESCOMPOSICION DEL ACEITE. *Experiencia.* Si se calienta un aceite, por ejemplo el aceite de lino, en una lámpara de alcohol (fig. 202), se puede notar, con el auxilio del termómetro, que la temperatura se eleva rápidamente hasta 100°; se mantiene estacionaria durante un momento, en el que se produce una ligera ebullicion, debida al desprendimiento del agua contenida en el aceite. Cuando esta ebullicion ha cesado, la temperatura continúa elevándose rápidamente hasta 300°; entonces queda estacionaria y se forman en la superficie del líquido vapores blancos de un olor muy desagradable. Estos vapores están principalmente formados de gas del alumbrado; arden cuando se les aproxima un cuerpo inflamado; las grasas son, pues, susceptibles de quemarse; pero solamente cuando la temperatura es suficientemente elevada para descomponerlas.

Se prepara alguna vez en grande gas del alumbrado con aceites y otras sustancias grasas, que se hacen caer en forma de filete en una retorta calentada, desde donde el gas producido va al gasómetro (gas de aceite).

529. LAS SUSTANCIAS GRASAS EN EL ALUMBRADO. Las lámparas y bujías son tambien pequeños aparatos de gas. La combustion no se verifica, sin embargo, en ellos sino por el intermedio de un cuerpo fácilmente combustible; la mecha. Cuando se enciende una bujía, primero se quema el algodon de la mecha. El calor desprendido por la combustion de esta pasa de 300°, y basta, por consiguiente, para transformar el cuerpo graso en gas del alumbrado, que forma el cono oscuro *a* de la llama (fig. 203). Las grasas mas generalmente empleadas para el alumbrado son el aceite de colza y el sebo, á los que hoy se sustituye con frecuencia el ácido estéarico, la parafina, los aceites minerales ó fotógenos y la esencia de trementina ó camfina (441, 560).

530. EXTINCION DE LOS CUERPOS GRASOS INFLAMADOS. *Expe-*

riencia. Si se deja caer por medio de una varilla una gota de agua en el aceite que se quema en una cuchara (fig. 202), el aceite es vivamente proyectado en todos sentidos. A esta temperatura el agua que cae al fondo de la cuchara se transforma rápidamente en vapor, cuya espansion proyecta el aceite á alguna distancia. Las materias grasas que se queman en una vasija, no deben, pues, apagarse con agua; es necesario cubrir el vaso é impedir así el acceso del aire.

531. ALTERACION DE LAS GRASAS POR EL CALOR. En las sustancias grasas, como en la madera (120), el hidrógeno se quema antes que el carbono; así el aceite de lino que arde en la cuchara se convierte al quemarse en un cuerpo mas rico en carbono y mas negro que antes. Se emplea en farmacia, con el nombre de aceite de filósofos, un aceite alterado de este modo por el calor. Si se continúa calentando el aceite de lino, se vuelve negro, espeso, y adquiere una consistencia pastosa; en este caso constituye la liga artificial ó *barniz de aceite de lino*: con este último, mezclado con negro de humo, se fabrica la *tinta de imprenta.*

Composicion de los cuerpos grasos.

532. COMPOSICION ELEMENTAL DE LAS GRASAS. La analogía que la madera y el aceite presentan en su composicion, hace ya presumir que constan de los mismos elementos; carbono, hidrógeno y oxígeno, pero combinados en proporciones diferentes. Las grasas contienen relativamente mas hidrógeno y menos oxígeno que la madera, y por este concepto están colocadas en la misma categoría que el alcohol, es decir, entre los cuerpos *muy hidrogenados.*

533. ESTEARINA Y OLEINA. A pesar de su homogeneidad, no pueden considerarse las grasas como formadas por una sustancia única como el azúcar; es lo que primero ha establecido M. Chevreul, separando en ellas principios distintos,

sin hacer experimentar descomposicion á los cuerpos grasos.

Experiencia. Si se expone el aceite al frio en invierno, se separa en dos partes: una blanca, sólida, análoga al sebo; otra que conserva el aspecto y fluidez del aceite. La materia sólida ha recibido el nombre de *estearina*; la que ha permanecido líquida el de *oleina*. Enfriando y esprimiendo el aceite repetidas veces en papel de filtro, se acaba por separar de él toda la estearina, mientras que la parte líquida es absorbida por el papel.

Experiencia. Se rodea un frasco con un hilo de hierro que sobresalga á uno y otro lado, de tal manera que pueda el frasco estar suspendido en un baño de maría (fig. 204). En este frasco se introducen próximamente 5 gramos de sebo; despues se llena hasta las $\frac{3}{4}$ partes de alcohol fuerte, ó mejor alcohol absoluto, y se calienta al baño de maría hasta que el alcohol esté en ebullicion; despues se deja depositar el sebo y se decanta el alcohol claro mientras está caliente. Cuando se ha hecho tres ó cuatro veces esta operacion, se reune el alcohol, se le enfria en agua y se separa por filtracion un depósito blanco, grumoso, que se lava sobre el filtro con un poco de alcohol frio. Esta materia, blanca, laminosa y nacarada, es la *estearina* del sebo; la *oleina* está en disolucion en el alcohol; forma despues de la evaporacion un aceite amarillento.

La estearina y oleina constituyen, por consiguiente, los principios inmediatos de las materias grasas, y es lo que explica por qué algunas grasas son sólidas y otras líquidas: las primeras contienen mucha estearina, como el sebo, que tiene las $\frac{3}{4}$ partes de su peso; mientras que las segundas, ricas en oleina, como el aceite de oliva, no contienen sino $\frac{1}{4}$ de su peso de estearina. La estearina pura no es fusible mas que á 60°; la oleina, por el contrario, no se solidifica sino á temperaturas muy bajas.

Margarina, palmitina, elaina. Ademas de la estearina y oleina, los cuerpos grasos contienen otras sustancias, tales como: 1.°, la *margarina*, que tiene mucha analogía con la es-

tearina; se funde á 47° y acompaña en general á aquella; (1) se encuentra generalmente en las grasas menos compactas y en los aceites; 2.°, la *palmitina*, que forma la parte sólida del aceite de palma y de nuez de coco. La oleina de los aceites secantes, que goza de propiedades diferentes de las de la oleina ordinaria, ha recibido el nombre de *elaina*; no se solidifica por el ácido hiponítrico. Ya hablaremos mas adelante de la composicion de los principios inmediatos de las grasas. Se dividen las grasas en vegetales y animales; aquí solo nos ocuparemos de las mas importantes.

A.—Grasas vegetales.

a) Aceites secantes.

534. ACEITE DE LINO. La semilla de lino contiene ⅕ de su peso de un aceite amarillo, que se puede blanquear por su exposicion al sol. Se emplea principalmente en la pintura al óleo.

Aceite de lino cocido. Experiencia. A 50 gramos de aceite de lino se añaden 2 á 3 gramos de litargirio y 3 de acetato de plomo; se digiere la mezcla por espacio de veinticuatro horas en un sitio caliente, agitando de tiempo en tiempo; despues de lo cual se decanta el líquido claro. Este aceite es ya mucho mas secante que antes; se emplea en este estado con el nombre de *aceite de lino cocido.* Se interponen con él los colores destinados á la pintura al óleo sobre madera, metal, etc. La tela encerada es el lienzo pintado con colores de este género; en el tafetan encerado, el tejido es de seda. Para preparar en grande el aceite de lino cocido se calientan 100 kilógramos de aceite de lino con 1 de litargirio, hasta 100°, temperatura á la cual se mantiene por espacio de una hora. Si pasara de este límite la temperatura, el aceite

(1) Investigaciones recientes hacen suponer que la margarina no es otra cosa que una mezcla de estearina y palmitina.

podria colorearse, ó salir de la vasija é inflamarse en el hogar. Todos los aceites vegetales contienen, en mayor ó menor cantidad, materias albuminosas y mucilaginosas, que retardan su desecacion; el óxido de plomo se combina con estas materias, que precipita haciéndolas insolubles. El aceite de lino cocido no es, pues, otra cosa que el aceite de lino exento de materias mucilaginosas.

Aceite de cañamones. Se obtiene este aceite de la semilla del cañamon; es verdoso, y se emplea para el alumbrado, en la pintura y en la fabricacion de los jabones verdes.

Aceite de adormidera. Se extrae de las semillas de adormidera; se emplea principalmente como comestible, y tambien en la fabricacion de los aceites poco coloreados para la pintura.

Aceite de ricino. Este aceite se extrae de las semillas del ricino; se usa en medicina como purgante; es alimenticio cuando se le ha privado de su principio purgante.

Aceites de semillas de cohombrillo, de nuez, etc.

b) Aceites no secantes.

535. ACEITE DEL ALUMBRADO. Los aceites que sirven para el alumbrado son principalmente el de *colza* y el de *nabo silvestre*. Contienen, como el aceite de lino, materias albuminosas y mucilaginosas, de las que hay necesidad de separarles para impedir que se carbonicen al quemarse. Se consigue esto por depuracion, no ya con el óxido de plomo, sino con el ácido sulfúrico.

Experiencia. Se agitan durante media hora 50 gramos de aceite con 15 á 20 gotas de ácido sulfúrico; añádense despues 20 gramos de agua, y se agita de nuevo. El líquido se separa en dos capas: una superior, que es el aceite purificado; otra inferior, formada por el agua, que contiene el ácido sulfúrico y las materias mucilaginosas carbonizadas. Se decanta el aceite, que se agita repetidas veces con agua para separarle de las últimas porciones de ácido sulfúrico. Este ácido carbo-

niza las sustancias orgánicas en general (173): unas, como las materias mucilaginosas, con mas facilidad; otras, como el aceite, mas difícilmente. Si durante la depuracion se emplea una cantidad de ácido mayor que la necesaria para carbonizar las materias extrañas, el aceite empieza á alterarse.

Tortas ó discos. El marco que queda cuando se han prensado las semillas oleaginosas, ha recibido el nombre de torta; contiene toda la materia nitrogenada de la semilla, y ademas un 8 por 100 de aceite; constituyen un buen alimento para el ganado y un abono muy poderoso.

Aceite de olivo. Este aceite se obtiene por espresion del pericarpio del fruto del olivo. Las aceitunas machacadas y prensadas en frio dan un aceite amarillo claro, llamado *aceite vírgen*; prensadas en caliente dan un aceite verdoso. El primero se destina casi exclusivamente á la preparacion de los alimentos; el segundo se emplea con mas frecuencia para el engrasado de los máquinas. Ademas de estos productos se extrae de la aceituna un aceite de tercera calidad, de color mas subido, que se emplea para la fabricacion de los jabones blancos llamados de Marsella.

Aceite de almendras dulces. Se obtiene por espresion de las almendras dulces un aceite de muy buena calidad, empleado principalmente en medicina y en perfumería. Las almendras amargas prensadas en frio dan un aceite análogo al de las almendras dulces; pero el aceite que procede de estas mismas almendras, húmedas y prensadas en caliente, puede contener ácido cianhídrico.

Aceite de avellanas, almendras, ciruelas, cerezas, semillas de manzanas, etc.

Aceite de nuez de coco ó manteca de coco. Este aceite es blanco y de consistencia de manteca á la temperatura ordinaria. Extraido por el agua hirviendo de la nuez de coco fresca, puede emplearse como comestible. Generalmente se obtiene por el agua hirviendo despues de la putrefaccion de las nueces de coco.

Aceite de palma. Se extrae este aceite, como el anterior, de

algunas especies de palmeras. Es amarillo y tiene la consistencia de manteca. Cuando se calienta este aceite hasta 130° se destruye la materia colorante: el aceite se blanquea con el auxilio del calor.

Los aceites de palma y coco se emplean hoy en cantidades considerables en la jabonería.

En farmacia se hace tambien uso de las grasas vegetales siguientes:

Manteca de cacao, materia grasa ó amarillenta extraida de las semillas de cacao.

Manteca de nuez moscada, materia grasa y amarilla, de olor aromático, que se obtiene de la nuez moscada.

Aceite de laurel, aceite de un hermoso color verde, extraido de los frutos del laurel.

B.—Grasas animales.

536. Los rumiantes domésticos suministran diferentes especies de grasas: el *sebo*, que se separa de la carne y se encuentra en diversas partes del cuerpo, la *manteca*, que segregan en la leche, y por último, la *médula*.

El sebo de ciervo es blanco y duro como el sebo de carnero. Las grasas de puerco, de ave, etc., son muy conocidas. En otro tiempo, cuando se atribuian virtudes particulares á la grasa de cada animal, se empleaban en farmacia grandes cantidades de grasas diversas, ventajosamente reemplazadas hoy por la *enjundia* y la *manteca de puerco*.

537. ACEITES DE PESCADO. Los aceites de pescado se extraen, principalmente por el calor, de la grasa de cetáceos y de algunos pescados. Obtenidos á temperaturas poco elevadas, estos aceites son amarillos, y su olor nada tiene de desagrable: no sucede lo mismo si se han calentado ó si la carne de los pescados empezaba á alterarse; son entonces pardos y esparcen muy mal olor. Se usa de preferencia el aceite de pescado para engrasar los cueros; sirve para la preparacion de jabones blandos negros; por último, se emplea en medicina.

El mejor para este último uso es el que se exuda, naturalmente, de los hígados de bacalao frescos. Estos aceites contienen en general indicios de iodo.

538. BLANCO DE BALLENA Ó ESPERMACETI. Esta grasa, blanca, con reflejos nacarados, es tan dura que puede reducirse á polvo; se halla en algunas cavidades de la cabeza del cachalote, y está compuesta principalmente de ácido palmítico y *etal*.

539. CERAS. Se encuentra la cera en casi todos los vegetales, sobre todo en la epidérmis brillante de las hojas, en los tallos y frutos, así como en el pólen. En el Japon y en la América Meridional hay plantas de las que se pueden extraer, por medio del agua hirviendo y la presion, materias céreas, conocidas con los nombres de *cera vegetal* ó *cera del Japon*. Entre las ceras, la de abejas es la mas conocida; estos insectos la recogen sobre las flores, y con ella construyen sus células. Podria muy bien suceder que una parte de esta cera procediese de la transformacion de las materias azucaradas; porque se ha reconocido que las abejas alimentadas con azúcar transforman en parte este último en cera, que segregan á traves de las paredes del abdómen. La cera amarilla se funde á 62°; para blanquearla se reduce á pedazos muy delgados, que se exponen al sol, humedeciéndolos con frecuencia; no se funde ya entonces sino á 70°. (1) La cera sirve para el alumbrado; se rozan con ella pavimentos; disuelta en la potasa, sirve para dar brillantez al papel; mezclada con aceite, constituye los ungüentos conocidos con el nombre de *ceratos*. El papel impregnado en la cera fundida es muy ventajoso para librar á los objetos de la humedad. Cuando se quiere la cera mas fluida, se le añade esencia de trementina. La cera de abejas está principalmente formada de *ácido cerótico* y miricina.

(1) Se han usado otros diversos medios para blanquear la cera, tales como la accion del cloro, del ácido sulfuroso, de los hipocloritos, del clorato potásico y del ácido nitroso; pero ninguno ofrece las ventajas del que se expone en esta obra. (*N. del T.*)

Jabones.

540. JABONES DUROS. *Experiencia.* Se preparan dos lejías de sosa: una fuerte, disolviendo 5 gramos de sosa por la cal en 40 de agua; la otra débil, disolviendo la misma cantidad de álcali en 80 gramos de agua. A esta última lejía se añaden 60 gramos de sebo, y se hierve en un vaso, cuya capacidad será por lo menos doble del volúmen de la mezcla (figura 205). Se hace hervir esta última durante media hora; se vierte despues poco á poco la lejía fuerte de modo que no se interrumpa la ebullicion. Esta operacion constituye el *ensamblaje.* La grasa y el agua alcalina forman una emulsion que se hace espumosa: se continúa hirviendo hasta que una gota del líquido, comprimida entre los dedos, se transforma en una masa blanca hojosa, y que se disuelve en totalidad en el agua pura. En este momento se añaden 10 gramos de sal marina; se mantiene la ebullicion todavía durante algunos minutos, y despues se deja enfriar lentamente. El líquido se separa entonces en dos partes: una masa blanca, el jabon, y un líquido, que contiene la sal y un exceso de álcali. De una manera análoga es como se fabrican en grande los jabones duros. Hoy se reemplaza frecuentemente el sebo por el aceite de palma ó de coco: el primero está á un precio muy bajo, y el segundo comunica al jabon la propiedad de hacer mucha espuma con facilidad.

Experiencia. Si se repite la experiencia anterior sustituyendo el aceite de oliva al sebo, se obtiene tambien un jabon duro: el *jabon de Marsella.*

541. JABONES BLANDOS. *Experiencia.* Se prepara tambien jabon con aceite; pero sustituyendo la potasa á la sosa en la preparacion de las lejías y no añadiendo sal marina. La materia no se transforma ya entonces en jabon duro; adquiere despues de la evaporacion y enfriamiento una consistencia pastosa que ha hecho dar á los *jabones de potasa* el nombre de *jabones blandos.* Estos jabones son de mucho uso en el trabajo de la

lana y en el estampado de los tejidos. Cuando en lugar de aceite de oliva se emplean en su preparacion aceites de pescado, cáñamo ó lino, son pardos ó negruzcos; se les comunica una tinta verdosa por medio del índigo y de la cúrcuma *(jabones verdes ó negros)*.

Jabon amoniacal. Agitando el aceite con una solucion de amoniaco, se obtiene un líquido lechoso, un *linimento*, empleado con frecuencia en medicina para fricciones.

La sosa forma jabones duros; la potasa jabones blandos; pero la reaccion es la misma en los dos casos.

542. PRODUCTOS DE LA SAPONIFICACION. Las materias grasas están formadas, como se ha dicho en el § 533, por la reunion de muchos principios grasos, sólidos ó líquidos: entre los primeros, el mas comun es la estearina; entre los segundos, la oleina. Estos principios grasos pueden considerarse como productos salinos, formados por la combinacion de ácidos con un cuerpo que hace el papel de una base; cada uno de estos principios contendrá, pues, un ácido particular: la estearina, el ácido esteárico; la oleina, el ácido oléico; la palmitina, el ácido palmítico, etc.; pero es casi siempre el mismo cuerpo el que se combina con estos ácidos; ha recibido el nombre de *óxido de glicerilo*.

La estearina, será, pues, estearato de óxido de glicerilo;
La margarina, » margarato » »
La palmitina, » palmitato » »
La oleina, » oleato » »
El sebo, » una mezcla en gran cantidad de estearato de óxido de glicerilo, con un poco de oleato.

Los ácidos contenidos en las grasas se designan generalmente con el nombre de *ácidos grasos*.

Los cuerpos grasos pueden, pues, considerarse como formados por la combinacion de estos ácidos con el óxido de glicerilo, ó como sales formadas por los ácidos grasos y el óxido de glicerilo (545, 546).

543. SAPONIFICACION. Como se ve por lo que precede, la saponificacion nó es otra cosa que un reemplazo. La potasa

y la sosa se combinan con los ácidos grasos, desalojando al óxido de glicerilo, y forman sales grasas de potasa (jabones blandos) ó de sosa (jabones duros). El óxido de glicerilo, que es soluble en el agua, queda en el líquido en la preparacion de los jabones duros; por el contrario, queda mezclado en los jabones blandos, de los que se expulsa el agua por evaporacion. Se puede formar una idea de la accion de la sal marina en la fabricacion del jabon, tratando de disolver el jabon en agua salada: no entrará en disolucion, porque es insoluble en agua salada y en las lejías concentradas. El jabon será, pues, precipitado de su disolucion por una adicion de sal marina. Este medio de preparacion es empleado en la fabricacion del jabon porque evita el tener que concentrar, y suministra un jabon de mejor calidad; la glicerina, el exceso de álcali y las impurezas de las grasas y lejías, quedan en el líquido donde el jabon se ha separado.

544. TRANSFORMACION DEL JABON DE POTASA EN JABON DE SOSA. *Experiencia.* Se disuelve en agua hirviendo una parte de jabon blando preparado segun sabemos (541); despues se añade sal marina. El jabon se separa del líquido y se reune en la superficie; pero despues del enfriamiento, ya no es jabon blando: se ha transformado en jabon duro, porque el jabon de potasa y el cloruro sódico forman jabon de sosa y cloruro potásico.

Los jaboneros emplean con frecuencia este procedimiento preparando lejías de potasa cáustica con las cenizas y cal apagada; despues descomponen el jabon de potasa por la sal marina.

545. ÁCIDOS GRASOS. *Experiencia.* Se disuelve un poco de jabon de sebo en agua caliente; despues se añade vinagre á la solucion, mientras se forme precipitado: el ácido acético, así como los demas ácidos, es mas enérgico que los ácidos grasos y les desaloja: como estos últimos son insulubles en agua y mas ligeros, se reunen en la superficie y se transforman por enfriamiento en una masa compacta y blanca. Esta sustancia no es sebo, puesto que conserva una reaccion ácida-

da, aun despues de las lociones, y se disuelve con mucha facilidad en el alcohol. Los ácidos grasos que se han obtenido en esta experiencia son los ácidos estéarico y oléico, el cual no entra en la mezcla sino ¼; se le puede separar casi completamente, comprimiendo el ácido esteárico entre muchas hojas de papel de filtros. El ácido esteárico es mas duro y mas quebradizo que la cera; es blanco, translúcido, y se funde á 70°. Se prepara hoy en grande para la fabricacion de las *bujías esteáricas*.

El ácido margárico tiene mucha analogía con el ácido esteárico.

Experiencia. Se calienta al baño de maría (fig. 204) alcohol, al que se añade ácido esteárico de una bujía hasta que se encuentre saturado; despues se vierte la mitad de la solucion en agua fria, y se deja la otra mitad enfriar lentamente. En el primer caso, se obtiene ácido esteárico en masa sedosa y brillante; en el segundo, en láminas cristalinas nacaradas.

Experiencia. Si se añade un ácido á la solucion de un jabon de aceite, se separa un líquido oleoso casi exclusivamente compuesto de ácido oléico.

Acido oléico. El ácido oléico tiene todo el aspecto del aceite de oliva; su reaccion es ácida y es muy soluble en alcohol frio. Se obtiene como producto accesorio en la fabricacion de las bujías esteáricas; es empleado en la fabricacion de los jabones, y para engrasar las lanas en el hilado de las mismas. El ácido oléico de los aceites secantes goza de propiedades particulares, aunque su composicion sea idéntica á la de los demas aceites; se le da el nombre de *ácido eláico*.

Ademas de los ácidos de que ya se ha hablado, existen otros muchos en los cuerpos grasos: así es que solo la manteca, ademas de los ácidos margárico y oléico, contiene otros cuatro ácidos volátiles que están combinados con la acroleina. Estos son: el *ácido butírico*, el *ácido capróico*, el *ácido cáprico* y el *ácido caprílico*.

546. GLICERINA. *Experiencia.* Se disuelve en agua una parte de jabon blando preparado, § 541, y se descompone por

una solucion de ácido tártrico. Despues de haber decantado los ácidos grasos, se filtra el líquido y se evapora, primero á fuego desnudo, despues al baño de maría. Queda en la cápsula en que la evaporacion ha tenido lugar una masa salina compuesta de bitartrato de potasa y un cuerpo que hace el papel de base en los cuerpos grasos : es el óxido de glicerilo, que se combina con 1 equivalente de agua y forma la *glicerina*, luego que se ha puesto en libertad. Si se trata este residuo por alcohol, la glicerina se disuelve y el tartrato queda como insoluble.

La glicerina obtenida despues de la evaporacion del alcohol forma un líquido amarillo, siruposo, de sabor azucarado. Aunque soluble en agua, la glicerina no tiene reaccion alcalina, y no presenta, por consiguiente, analogía alguna con la potasa ó la sosa. Se puede, sin embargo, considerarla como una base, porque se conduce como tal con los ácidos grasos, con los que se combina en proporciones definidas (434). No entra sino por $\frac{1}{10}$ ó $\frac{1}{12}$ en la constitucion de las materias grasas.

La glicerina se emplea con frecuencia en medicina; se ha introducido recientemente en la perfumería.

Acroleina. Experiencia. Si se seca con un papel de filtros blanco la cápsula en que se ha evaporado la glicerina, y se calienta despues este papel en una cuchara, se producen vapores picantes que excitan el lagrimeo; proceden estos de la glicerina, que bajo la influencia del calor se transforma en un cuerpo muy volátil y muy irritante; la *acroleina*. A este cuerpo deben sus propiedades irritantes los productos de la combustion incompleta de las sustancias grasas; es tambien un olor de acroleina el que se percibe al penetrar en las habitaciones recientemente pintadas al óleo, y sobre todo en las que se han desecado las telas enceradas; la glicerina en este caso se transforma en acroleina á la temperatura ordinaria. Los ácidos grasos puros, las bujías esteáricas de buena calidad, no emiten olor alguno de acroleina.

547. SERIES HOMÓLOGAS. Si se comparan los ácidos grasos

entre sí y otros ácidos orgánicos, tomando el oxígeno que contienen como término de comparacion, se tendrá una serie notable por su regularidad, si bien faltan muchos términos intermedios.

Así el ácido	fórmico	está compuesto de	O^4 y	C^2H^2
»	acético	»	O^4	C^4H^4
»	propiónico }	»	O^4	C^6H^6
»	metacetónico }			
»	butírico	»	O^4	C^8H^8
»	valérico	»	O^4	$C^{10}H^{10}$
»	capróico	»	O^4	$C^{12}H^{12}$
»	enantílico	»	O^4	$C^{14}H^{14}$
»	caprílico	»	O^4	$C^{16}H^{16}$
»	pelargónico	»	O^4	$C^{18}H^{18}$
»	cáprico	»	O^4	$C^{20}H^{20}$
»	palmítico	»	O^4	$C^{32}H^{32}$
»	margárico	»	O^4	$C^{34}H^{34}$
»	esteárico	»	O^4	$C^{36}H^{36}$

Estos ácidos, que todos, excepto los tres últimos, se derivan del ácido esteárico por la accion del ácido nítrico, no difieren entre sí sino por C^2H^2, ó un múltiplo, y con cada aumento ó disminucion de C^2H^2 cambian tambien las propiedades químicas y físicas de estos cuerpos. Las series de esta naturaleza han recibido el nombre de *series homólogas* (semejantes); se han establecido muchas de ellas en química orgánica.

Propiedades de los jabones.

548. LAVADO POR EL JABON. Los jabones gozan dos propiedades que les hacen propios para el lavado: 1.°, disuelven las materias grasas; 2.°, se descomponen con facilidad, estando muy diluidos en agua, en una sal ácida y en álcali libre: este obra como disolvente sobre la mayor parte de las materias orgánicas, mientras que la sal ácida, por su untuosidad,

facilita la desaparicion de las materias disueltas. En estas dos propiedades está fundado el uso del jabon. La sal ácida atenúa la accion del álcali sobre los tejidos, y les da despues del lavado cierta flexibilidad que no tendrian si se hubieran lavado con el álcali solo. Los ácidos grasos sirven, pues, en los jabones para moderar la accion de los álcalis, al mismo tiempo que impiden se carbonaten. Cuando se desea evitar que los tejidos de lana se abran, es necesario lavarlos con una lejía débil de carbonato sódico.

549. *Experiencia.* Si se calientan al baño de maría 5 gramos de jabon de sebo bien dividido con 40 gramos de alcohol, el jabon entra en disolucion y se transforma por enfriamiento en gelatina transparente. Esta gelatina de jabon, mezclada con alcanfor y amoniaco, forma el *opodeldoc*; los cristales estrellados que se separan de él están formados de estearato de sosa. Todos los jabones ricos en ácido esteárico se conducen en este caso como el jabon de sebo.

Jabones transparentes. Experiencia. Si se disuelven 5 gramos de jabon de Marsella en 20 gramos de alcohol, la solucion, llamada *espíritu de jabon*, no se transforma en gelatina por enfriamiento; pero se obtiene por evaporacion un *jabon transparente*, tal como los que se preparan en la perfumería. Todos los jabones ricos en oleina participan de esta propiedad.

550. JABONES INSOLUBLES. *Jabon de cal. Experiencia.* Si se añade agua de cal á una solucion acuosa de jabon, se forma un precipitado de *jabon de cal* insoluble. Este precipitado se forma tambien cuando se lava en aguas muy calizas; el jabon no hace espuma en las aguas de esta naturaleza; son impropias para el jabonado. Para determinar el grado de conveniencia de una agua para el jabonado, se hace uso de una solucion alcohólica titulada de jabon, que se vierte gota á gota en una cantidad conocida de agua, con la que se agita en un frasco. Mientras haya sales calizas, el agua no forma espuma permanente, porque el jabon se ha hecho insoluble; pero luego que toda la cal se ha precipitado, basta una gota

ó dos de la solucion de jabon para producir en la superficie del líquido una espuma que persiste durante algunos minutos. Se juzga de la calidad del agua segun la cantidad de la solucion de jabon empleada.

Jabon de plomo. Experiencia. Si se añade á una solucion caliente de jabon de Marsella una disolucion de subacetato de plomo (337), al cabo de algun tiempo se forma un precipitado; se produce por doble descomposicion en el líquido acetato de sosa y un jabon insoluble á base de plomo. Este jabon es blando; se le puede moldear con las manos húmedas, como la cera; es fusible; se emplea con frecuencia en farmacia para la preparacion de algunos ungüentos. Los farmacéuticos le preparan hirviendo el aceite con litargirio y un poco de agua. Por este procedimiento se obtienen cantidades considerables de glicerina; basta lavar el jabon de plomo con agua hirviendo, y evaporar la solucion despues de haber hecho pasar por ella una corriente de gas sulfhídrico, para precipitar el plomo disuelto. Se prepara tambien en farmacia el jabon de plomo con carbonato de plomo. El jabon así obtenido es mas blanco que el anterior, porque siempre queda en él una pequeña cantidad de cerusa.

X.—Aceites volátiles ó esenciales.

551. EXTRACCION DE LOS ACEITES ESENCIALES. *Experiencia.* 40 gramos de trementina fundida á un calor suave se introducen con 160 de agua en un matraz que quede solamente á medio llenar por esta mezcla. Se destila (206), hasta que las $\frac{3}{4}$ partes del agua hayan pasado en la destilacion. El residuo fijo que queda en el matraz se vierte, mientras está caliente, en agua fria, en la que se solidifica y forma la *resina.* En el frasco enfriado, en que se han condensado los productos de la destilacion, hay dos líquidos: el agua, que ocupa el fondo, y por cima un líquido incoloro y muy oloroso, formado por un aceite esencial muy conocido con el nombre de *esencia de trementina.* La trementina que fluye de las coníferas,

pero particularmente de los pinos, cuando se les quita una parte de su corteza, es, pues, una mezcla de resina y esencia volátil de trementina, que destila con el agua y se condensa como ella en el recipiente enfriado.

Esencia de comino. Experiencia. Si se destilan en una retorta (fig. 207) 20 gramos de semillas de comino trituradas en un mortero, 160 de agua, hasta que la mitad próximamente del líquido haya pasado, se ven sobrenadar en la superficie del agua condensada gotas oleosas de *esencia de comino*, que tienen el olor y el sabor del comino, pero en un grado mucho mayor, mientras que las semillas que han quedado en la retorta han perdido por completo el olor y el sabor. Todos los aceites esenciales tienen un sabor cáustico; no son untuosos al tacto, como los aceites grasos.

552. ESTADO NATURAL DE LAS ESENCIAS. Todas las plantas que esparcen olor contienen un aceite esencial que se volatiliza; pero que se encuentra con frecuencia en el vegetal en cantidad sumamente pequeña: así 100 kilógramos de rosas ó flores de azahar frescas no dan sino 16 á 20 gramos de esencia. Principalmente en las flores y frutos es donde se encuentran los aceites esenciales; con frecuencia tambien en las hojas y tallos, mas rara vez en las raices. Se obtienen casi todas las esencias, del mismo modo que las de trementina y comino, destilando con agua las materias vegetales que las contienen. Solo se exceptúan los aceites esenciales que se obtienen de las cortezas de limon y naranja.

553. PRINCIPALES ESENCIAS. Los aceites esenciales son oxigenados ó privados de oxígeno; en general, mas ligeros que el agua. Entre los mas conocidos por sus aplicaciones se pueden citar:

a) Aceites esenciales obtenidos de las flores.

La *esencia de rosa*, amarilla, oleosa; contiene otra esencia en laminitas sólidas.

La *esencia de neroli*, incolora, no oxigenada; se la obtiene de las flores del naranjo.

La *esencia de manzanilla*, azul subido, espesa; bajo la influencia de la luz se convierte en verde; despues parda.

La *esencia de labanda ó de espliego*, amarillenta, líquida.

La *esencia de clavo*, amarilla, espesa, mas densa que el agua y pardea al aire.

b) Aceites esenciales obtenidos de frutos ó semillas.

La *esencia de comino*, incolora, se enrancia con el tiempo; despues queda parda.

La *esencia de anis*, amarillenta, se solidifica á + 12°.

La *esencia de hinojo*, incolora ó amarillenta, se solidifica fácilmente como la anterior.

La *esencia de eneldo*, amarilla; pardea al aire.

La *esencia de nuez moscada*, amarilla pálida, líquida; su olor es el de la nuez moscada.

La *esencia de almendra amarga*, amarilla, mas densa que el agua; contiene ácido cianhídrico, lo que hace sea venenosa. Absorbe el oxígeno del aire y se transforma en ácido benzóico. Se emplea en perfumería.

La *esencia de mostaza*; amarillenta, de olor fuerte é irritante, que excita el lagrimeo; contiene azufre.

La *esencia de enebro*, incolora; está exenta de oxígeno.

La *esencia de perejil*, amarilla pálida; cuando se agita con agua se separa en un aceite ligero muy líquido y una materia sólida, densa y cristalina.

La *esencia de limon*, amarilla, obtenida por espresion de la corteza del limon; no contiene oxígeno.

La *esencia de naranja*, obtenida por espresion de la corteza de naranja; no contiene oxígeno.

La *esencia de bergamota*, amarillo-pálida y muy líquida; se obtiene por espresion de la corteza de una variedad de limon.

c) Aceites esenciales obtenidos de las hojas ó de los tallos.

La *esencia de tanaceto*, incolora ó amarillenta; pardea al aire.

La *esencia de menta piperita*, incolora ó amarillenta, muy líquida; se trae hoy dia de América de muy excelentes condiciones.

La *esencia de melisa*, amarillo-pálida; su olor es análogo al del limon.

La *esencia de mejorana*, amarillenta ó parda.

La *esencia de tomillo*, amarillenta ó verdosa cuando fresca, se hace pardo-rojiza por enranciamiento.

La *esencia de salvia*, amarillenta ó verdosa cuando fresca, se hace pardo-rojiza por enranciamiento.

La *esencia de ajenjos*, verde subida; toma al aire una tinta parda ó amarilla y se espesa.

La *esencia de romero*, incolora, muy líquida; es despues de la esencia de trementina la que se vende á mas bajo precio.

La *esencia de cayeput*, incolora cuando está pura, verde, y que contiene con frecuencia cobre. Cuando está impura, su olor recuerda el del alcanfor. Se la extrae de las hojas de un árbol de las islas Molucas. (1)

La *esencia de ruda*, amarillo-pálida ó verdosa.

La *esencia de canela*, amarilla, pardea rápidamente al aire; es mas densa que el agua.

La *esencia de trementina*, es la esencia mas comun; se encuentra en las coníferas, de donde se recoge, mezclada con resina, bajo la forma de trementina (568). Pura, es incolora, muy líquida, y esparce un olor penetrante; no es oxigenada. Se la obtiene dotada de un olor empireumático desagradable, en la preparacion de la pez con la resina de pino.

El *alcanfor*, blanco, compacto y cristalino; se obtiene destilando todas las partes del vegetal llamado *laurus camphora*, que se encuentra en China y en el Japon. Se purifica por sublimacion.

(1) Vegetal perteneciente á la familia de las Mirtáceas y conocido científicamente con el nombre de *Melaleuca minor* D. C., separado del *Melaleuca leucodendron* L. (*N. del T.*)

d) Aceites esenciales obtenidos de las raices.

La *esencia de acoro*, amarilla ó parda; se extrae del *acorus calamus*.

La *esencia de sasafras*, se extrae del *sasafras*.

La *esencia de valeriana*, amarillo-pálida ó verdosa; se hace rápidamente parda y espesa al aire.

Es de notar que con frecuencia se hallan tres esencias diferentes en una misma planta; el naranjo nos da un ejemplo de esto. Se hallan en él tres aceites esenciales particulares: uno en las hojas, otro en las flores y un tercero en los frutos.

554. ACEITES VOLÁTILES DE FERMENTACION. *Experiencia.* Si se hace macerar la centaura en agua tibia hasta que se manifieste una fermentacion, se desprende del vegetal un olor fuerte y penetrante, debido á un aceite volátil que se ha formado en la fermentacion. Las hojas frescas de tabaco, que son inodoras, adquieren por la fermentacion el olor particular del tabaco. Los aceites esenciales que se forman de este modo en la fermentacion de las plantas no olorosas, han recibido el nombre de *aceites ó esencias de fermentacion*.

El líquido oleoso de olor desagradable que se forma en la fermentacion de las patatas, remolachas ó trigos, el *aceite de patatas*, tiene los caractéres de un aceite esencial; pero su composicion y caractéres químicos son los del alcohol, que se ha estudiado con el nombre de *alcohol amílico* (519).

555. ACEITES MINERALES. Se producen cuerpos líquidos oleaginosos y volátiles en la destilacion seca de las sustancias de orígen vegetal y animal; se obtienen de la brea de madera, de la hulla, de la turba, de los huesos, del succino, etc. Estos aceites, que han recibido el nombre de *aceites de brea*, *aceites minerales*, *aceites de esquistos*, etc., están formados por diferentes carburos de hidrógeno. Gozan, como las esencias, no solo de la propiedad de enmascarar, sino aun de destruir los malos olores que emanan de los cuerpos en putrefaccion.

El *aceite de nafta* ó de *petróleo* (de *petron*, roca) es análogo

á los aceites de que acabamos de hablar; brota naturalmente del suelo en algunas comarcas de Asia. Se emplea con frecuencia en medicina para fricciones; se halla entonces coloreado de rojo por la raiz de alcana.

Composicion de los aceites esenciales.

556. ESTEAROPTENA, ELEAOPTENA. Todas las esencias son líquidas á la temperatura ordinaria, á excepcion del alcanfor, que no se funde sino á 475°; por bajo de esta temperatura forma una masa compacta y cristalina. Cuando se enfrian los aceites esenciales, se separan de ellos ciertos principios sólidos, blancos, con frecuencia cristalinos, que, lo mismo que el alcanfor, han recibido el nombre de *estearoptena*, para distinguirlos de la parte líquida, que ha recibido el nombre de *eleaoptena*. Los aceites esenciales parecen, pues, formados, como los aceites grasos, de dos sustancias, de las que una es sólida y otra líquida. Algunas esencias, como las de rosa, anís, hinojo, son bastante ricas en estearoptena para adquirir el estado sólido antes que la temperatura haya descendido á 0°.

557. COMPOSICION ELEMENTAL DE LOS ACEITES ESENCIALES. Se dividen las esencias, segun su composicion, en tres categorías.

a) Las esencias *hidrocarburadas*, exentas de oxígeno y compuestas de *carbono* é *hidrógeno*, para la mayor parte en la relacion C^5H^4. Tales son las esencias de trementina, enebro, limon, naranja, etc., los aceites de esquisto y de petróleo.

b) Las esencias *oxigenadas*, en las que el *carbono* é *hidrógeno* están combinados con el *oxígeno*; forman la mayor parte de las demas esencias.

c) Las esencias *sulfuradas*, formadas de carbono, hidrógeno y azufre (con nitrógeno ó sin él). Estas esencias se distinguen por su olor irritante, que excita el lagrimeo; aplicadas sobre la piel, determinan en ella la formacion de ampollas. Las mas conocidas de estas esencias son: la esencia de mostaza, de rábano, de coclearia, de ajo, de lúpulo, etc.

Es casi siempre el hidrógeno el que predomina (en equivalentes) entre los elementos constitutivos de las esencias: es por lo que se han colocado entre los cuerpos orgánicos muy hidrogenados.

Propiedades y aplicaciones de las esencias.

558. VOLATILIZACION. *Experiencia.* Una gota de esencia produce sobre una hoja de papel una mancha transparente como las materias grasas; pero que no tarda en desaparecer, porque la esencia se volatiliza. Esta propiedad les ha valido el nombre de *aceites volátiles*: un fragmento de alcanfor expuesto al aire desaparece tambien por volatilizacion.

Si se calienta el papel impregnado de esencia, la volatilizacion es mucho mas rápida. Este procedimiento es con frecuencia empleado para destruir los malos olores de las habitaciones ó para perfumarlas. Se usa generalmente con este objeto una mezcla de flores, cortezas y maderas olorosas muy divididas, que se calienta ligeramente.

559. EBULLICION. *Experiencia.* Si se calienta en un tubo de ensayo cierta cantidad de esencia de trementina hasta la ebullicion, se puede notar, con el auxilio del termómetro, que la temperatura se halla entonces á 150°. La esencia de trementina exige, por consiguiente, para hervir una temperatura mas elevada que la del agua en una mitad; otras esencias no entran en ebullicion sino á temperaturas todavía mas altas. Los vapores que entonces se forman son fácilmente inflamables, y arden con una llama fuliginosa; para apagar una esencia que se hubiese inflamado en un vaso, es preciso *tapar este para impedir el acceso del aire, y librarse, sobre todo, intentar apagarlo con agua.* Si se mezcla con agua la esencia de trementina despues de fria y se conduce de nuevo á la ebullicion, la temperatura esta vez no pasa de 100°: el vapor está formado de una mezcla de vapor acuoso y esencia que se volatiliza al mismo tiempo. Se ha visto ya que el ácido bórico, que no es volátil, es arrastrado por el vapor acuoso cuando se hace hervir una

disolucion de él; lo mismo sucede aqui; pero en un grado mucho mayor, porque la esencia de trementina es ya volátil por sí misma. A 100° los aceites esenciales no se alteran; pero á su punto de ebullicion, que varía de 140 á 200°, se forman en ellos productos empireumáticos; por esta razon se destilan estos aceites, y sobre todo, se rectifican con agua.

560. INFLAMABILIDAD. *Experiencia.* Si se aproxima á una luz un pedazo de madera impregnado en la esencia de trementina, ó si se aproxima un cuerpo inflamado á un pedazo de alcanfor, aunque esté flotando en el agua, los dos cuerpos inmediatamente se queman y arden con una llama muy fuliginosa. Los aceites esenciales se inflaman con mucha mas facilidad que los aceites grasos, que es necesario calentar á una temperatura de 350° y aun mas; así es que no deben trasvasarse á la luz artificial, á no ser empleando la lámpara de Davy. La esencia de trementina ofrece un medio fácil de inflamar rápidamente las lámparas de aceite; se depositan en la mecha algunas gotas de ella, que inmediatamente se inflama á la aproximacion de un cuerpo en ignicion. La esencia de trementina, purificada y privada de las materias resinosas por medio de la sosa y la cal, se emplea para el alumbrado, con el nombre de *camfina*, en lámparas especiales.

Aceites-gas. Experiencia. Se mezclan 20 gramos de alcohol absoluto con 5 de esencia de trementina: introducida la mezcla en una lámpara de alcohol, arde con una llama muy brillante que no es ya fuliginosa, porque el carbono de la esencia y el hidrógeno del alcohol se transforman en gas del alumbrado; despues en ácido carbónico y agua. Se emplean hoy para el alumbrado mezclas de este género con el nombre de *aceites-gas*. Se les quema en lámparas especiales, en donde la llama determina la volatilizacion del líquido, y es alimentada por los vapores formados.

561. LAS ESENCIAS Y EL AGUA. *Experiencia.* Algunas gotas de esencia de comino introducidas en agua, sobrenadan en ella sin disolverse: las esencias son insolubles en agua, y en general mas ligeras; algunas, sin embargo, como la esencia de

clavo, canela, almendra amarga, son mas densas y caen al ondo. Si se agita fuertemente el líquido, la esencia se mezcla con agua; se divide en gotitas invisibles que la enturbian. El líquido filtrado queda claro y conserva el olor y el gusto de la esencia. En farmacia se preparan muchas aguas por este procedimiento, y llevan el nombre de *aguas medicinales*; una de las mas conocidas es el agua de flor de naranjo. Se conservan en vasos llenos fuera de la accion de la luz, porque el aire y la luz descomponen las esencias. Generalmente se preparan estos líquidos destilando el agua con las sustancias que contienen las esencias; se obtienen así aguas mucho mas cargadas que por simple mezcla.

562. LAS ESENCIAS Y EL ALCOHOL. *Experiencia.* Si se adicionan una ó dos gotas de esencia de comino á 40 gramos de alcohol, se disuelven completamente en él. Todas las esencias son *solubles en el alcohol*; la mayor parte, aun cuando no marque mas que 80°; las que son hidrocarburadas, como la esencia de trementina, la esencia de limon, no se disuelven sino en el alcohol fuerte ó alcohol absoluto. Si á la solucion anterior se añaden 40 gramos de agua en la que se hayan disuelto 20 gramos de azúcar, se obtiene el licor de comino. Así es como hoy se preparan la mayor parte de los *licores* (preparacion en frio). En otro tiempo se colocaban las materias aromáticas en digestion en aguardiente, que se decantaba ó se destilaba con ellos; tambien se obtenia por este procedimiento una solucion alcohólica de esencia.

Perfumes. Experiencia. Una pequeña cantidad de alcohol en la que se hayan disuelto algunas gotas de esencia de bergamota, flor de naranjo, espliego, romero, se convierte en un líquido de olor muy agradable. De esta manera es como se preparan casi todos los líquidos perfumados, cuyo tipo es el *agua de Colonia.* Se emplean alguna vez estos líquidos para purificar el aire de las habitaciones; se esparcen con este objeto en pequeña cantidad sobre un cuerpo calentado. El alcohol ó aguardiente alcanforados, cuyo uso es tan frecuente en medicina, son soluciones alcohólicas de alcanfor.

563. VINAGRES DE TOCADOR. Las esencias son solubles tambien en el *éter* y en el *ácido acético*. Los vinagres de tocador no son otra cosa que soluciones de esencias de clavo, canela, bergamota, tomillo, etc., en el ácido acético.

Las grasas y las esencias. Las esencias se mezclan con los aceites grasos y las grasas; sirven para perfumar los aceites y pomadas de que se hace uso para el cuidado del cabello. Como disuelven las materias grasas, se pueden usar para quitar las manchas de grasa. Las esencias que se han mezclado con aceites grasos dan un líquido lechoso cuando se agitan con alcohol, porque los aceites grasos son insolubles en este líquido; se puede por este medio reconocer el fraude en las esencias cuando el aceite graso no es el ácido oléico ú otro ácido graso.

564. AZÚCARES PERFUMADOS. *Experiencia.* Triturado el azúcar en un mortero con la película exterior de la corteza de limon, absorbe la esencia contenida en las células, que se abren por el rozamiento que imprime la mano del mortero y los granos de azúcar. Se obtiene por este medio un azúcar perfumado con la esencia del limon. En farmacia generalmente se hace esta preparacion triturando el azúcar con una corta cantidad de esencia.

565. ACCION DEL IODO SOBRE LAS ESENCIAS. *Experiencia.* Vertiendo algunas gotas de trementina sobre el iodo, producen efervescencia; una parte del hidrógeno es desalojada por el iodo, que se sustituye en ella. Esta accion no tiene lugar sino con las esencias hidrocarbonadas, y no con las que contienen oxígeno; puede hasta cierto punto servir para reconocer si una esencia oxigenada está falsificada con la esencia de trementina, ó con alguna otra esencia de la misma categoría.

566. LAS ESENCIAS SE RESINIFICAN AL AIRE. *Experiencia.* Si por espacio de algunas semanas se expone al aire un aceite esencial contenido en un vaso tapado, de manera que solamente se impida que caiga el polvo, y se calienta despues á fin de volatilizar la esencia, queda una materia que se hace

compacta por el enfriamiento. Este residuo es la *resina. Todas las esencias se resinifican, absorbiendo el oxígeno del aire*, que, como en el alcohol, se combina primero con una parte del hidrógeno para formar agua; despues con la misma esencia, transformándola primero en trementina (mezcla de aceite y resina); despues en *resina*. La esencia de trementina, por ejemplo, está compuesta de $C^{20}H^{16}$; su resina de $C^{20}H^{15}O^{2}$; no pierde, por consiguiente, mas que 1 solo equivalente de hidrógeno, y absorbe 2 equivalentes de oxígeno para transformarse en resina. Este hecho explica por qué las esencias se resinifican, y por qué esto sucede con mas facilidad, cuando hay corta cantidad de ellas, en un frasco grande que en uno pequeño, y por qué la esencia que afluye exteriormente y desciende á lo largo del vaso se hace glutinosa y acaba por endurecerse. Por la misma razon la esencia de trementina oxidada en parte se hace impropia para quitar las manchas de grasa; la esencia disuelve la grasa del mismo modo, pero deja la resina en su lugar.

Las esencias se transforman rápidamente en resina bajo la influencia del ácido nítrico; con frecuencia se forman al mismo tiempo ácidos particulares; así es que la esencia de trementina frecuentemente produce el ácido terébico y otros muchos ácidos; el alcanfor, el ácido canfórico, etc. Muchos de estos ácidos se forman por la simple exposicion al aire: por ejemplo, el ácido cinámico en la esencia de canela; ó se encuentran ya formados en la esencia, como el ácido eugénico en la esencia de clavo, etc.

567. OLOR DE LAS ESENCIAS. El arsénico metálico no tiene olor; el ácido arsenioso tampoco; pero se nota un olor aliáceo en el momento en que el arsénico se combina con el oxígeno. Parece suceder lo mismo respecto al olor de las esencias; de suerte que este olor no se producirá sino cuando la esencia se combina con el oxígeno del aire. Las esencias frescas al abrigo del contacto del aire, y las antiguas y resinificadas, no poseen olor alguno, ó le tienen completamente distinto del que generalmente se las conoce.

XI.—Resinas y Gomo-resinas.

568. TREMENTINAS Y BÁLSAMOS. Cuando se atraviesa un bosque de abetos ó pinos, pueden verse gotas transparentes, análogas á la miel, fluir de la corteza de estos árboles; al tocar esta sustancia, es glutinosa y se pega á los dedos, que no es suficiente á limpiarlos la simple locion con agua: es la *trementina*. Para obtener esta sustancia en gran cantidad se practican incisiones á lo largo del tronco de los árboles resinosos. La que se obtiene de los pinos es espesa y opaca: es la *trementina ordinaria*. Se designa con el nombre de *trementina de Venecia* una especie mas líquida y mas transparente que se obtiene del alerce. Por último, una tercera especie de calidad superior á esta última, y llamada *bálsamo del Canadá*, procede de una especie de abeto (*abies balsamea*).

Se da el nombre de bálsamos á muchos zumos resinosos que fluyen de algunos vegetales de los paises tropicales. Los mas conocidos son: el *bálsamo de copaiba*, usado en medicina; el *bálsamo del Perú* y el *bálsamo de estoraque*. Estos dos últimos se emplean con frecuencia en fumigaciones, por su olor aromático, que recuerda el de la vainilla.

Las trementinas y los bálsamos pueden considerarse como soluciones de resinas en una esencia; se separan estos dos principios destilándolas con agua, como se ha visto en el § 551. Lo mismo sucede cuando se calientan en vasos abiertos; pero entonces la esencia se evapora y se esparce en el aire.

569. EXTRACCION DE LAS RESINAS. *Experiencia.* Extendida la trementina sobre un pedazo de madera colocado en un sitio caliente, forma una capa dura de resina, mientras que la esencia de trementina se volatiliza. Se seca tambien la trementina algunas veces sobre la corteza de los árboles, de donde se separa con el auxilio de cuchillos, para fundirla y separar de ella las materias extrañas por filtracion. En las Landas, donde se recogen grandes cantidades de resina, se

practica en la parte inferior de los pinos de 30 á 40 años una incision que penetra hasta la albura. Se prolonga sucesivamente esta incision hasta una altura de 3^{met},5 á la que se llega al cuarto año de esplotacion. La trementina que fluye de las incisiones se recibe en pequeñas cápsulas al pié de los árboles; ha recibido el nombre de *galipot*; se separa de los fragmentos de corteza y materias térreas filtrándola en caliente por paja de centeno. Hoy se importan muchas resinas que proceden de los bosques de América. La solidificacion de las trementinas que fluyen de los árboles es debida á dos causas: la volatilizacion de la esencia de trementina, que es la causa del olor particular de los bosques de vegetales resinosos, y la resinificacion de la misma esencia por la absorcion del oxígeno del aire (566).

Muchos árboles, principalmente en los paises cálidos, fluyen ya espontáneamente, ya con el auxilio de incisiones, zumos resinosos que se endurecen al aire. Casi todas las resinas que se emplean en las artes se obtienen de esta manera.

Extraccion de las resinas por el calor. Experiencia. En los árboles resinosos se deposita de preferencia la resina en el orígen de las ramas ó en los nudos. Si se inflama por una de sus extremidades un pedazo de madera impregnado de resina, una parte de la resina se quema, y el calor desprendido funde otra parte de ella, que fluye. Se inclina la madera de modo que caiga la resina en un vaso que contenga agua fria (fig. 208). *La resina es insoluble en agua;* se solidifica sin mezclarse con ella. Así es como se separa alguna vez con el auxilio del calor la resina de ciertas sustancias vegetales. Estas resinas son ordinariamente pardas ó negras, porque una parte de ellas ha sido alterada por el calor.

Solubilidad de las resinas en el alcohol. Experiencia. Si se pone en digestion en alcohol fuerte por espacio de un dia, á una temperatura moderada, madera impregnada de resina, esta se disuelve en alcohol, mientras que la madera queda como insoluble. La solucion alcohólica mezclada con una gran cantidad de agua, se enturbia y vuelve lechosa, porque

la resina es insoluble en el agua; se separa de este líquido muy dividida y queda en suspension. Basta hervir el líquido para separar fácilmente de él la resina, que se aglomera en pequeños glóbulos. Este es un tercer método pare extraer las resinas de las sustancias vegetales.

Principales especies de resinas.

570. Las resinas mas conocidas son:

La *resina de pino*, denominacion general con la que se designan las resinas extraidas de las coníferas.

El *galipot*, blanco, amarillento, translúcido; es la resina natural que se obtiene del pino marítimo en las Landas; contiene próximamente 10 por 100 de esencia de trementina.

El *copal*, cuyo color varía desde el amarillo lechoso al pardo; esta resina se presenta generalmente rodeada de arena ó tierra; se la separa con el auxilio de la lima y las lejías alcalinas. La superficie del copal de América y de Africa se presenta unida; el de las Indias se presenta en lágrimas ó de superficie rugosa; procede de un árbol de la misma familia, pero de otra especie. El copal es insoluble en el alcohol acuoso; imperfectamente soluble en el alcohol absoluto; se disuelve en el éter, particularmente el copal de las Indias, que alguna vez se denomina *resina curbaril*.

La *resina damnar*, incolora ó de un color amarillo claro; se trae de las Indias.

El *mastic*, en láminas amarillas transparentes; es exudado por una especie de *Pistacia* que crece principalmente en Grecia.

La *sandaraca*, muy análoga á la anterior, pero mas quebradiza; se recolecta en Africa de una especie de Tuya.

La *goma-laca*, producida en las Indias por muchas especies de higueras á consecuencia de la picadura de un insecto. Hay tres especies de ella:

a) La *laca en palos*, que se encuentra todavia adherida á las ramas en que se ha producido.

b) La *laca en grano*, que se ha desprendido de las ramas.

c) La *laca en placas*, que se ha fundido y filtrado á través de tela para separar de ella las sustancias extrañas.

Se vierte en general la resina fundida sobre grandes hojas de árbol ó se extiende en láminas delgadas. La de calidad superior es anaranjada; las inferiores son pardas ó negruzcas. La goma laca es dura y tenaz, lo que ha hecho se emplee en la fabricacion de la cera para sellos.

El *benjuí*, obtenido por incisiones en un árbol que crece en Sumatra. La resina que fluye durante los tres primeros años se presenta en lágrimas lechosas; la que se obtiene despues, por el contrario, es amarilla ó parduzca. Se malaxan reunidas las dos especies de resina, lo cual se reconoce con facilidad cuando se parte un pedazo de *benjuí*: está sembrado de puntos blancos. El benjuí tiene un olor análogo al de la vainilla, y por esta razon se emplea para fumigaciones en la perfumería; contiene ⅛ de su peso de ácido benzóico.

La *sangre de drago*, resina pardo-rojiza que se extrae de una palmera de las Indias: debe su color á una materia colorante roja.

La *resina de guayaco*, pardo-verdosa; se extrae del leño de guayaco por el calor: es frecuentemente empleada en medicina, así como una resina amarillo-parduzca que la acompaña y goza de propiedades purgantes.

La *resina de jalapa*, extraida de la raiz de jalapa por el alcohol. Se emplean tambien en farmacia otras diferentes resinas: las resinas *animé*, *tacamaca*, *elemi*, etc.

571. RESINAS MINERALES. Existen tambien dos importantes resinas obtenidas del reino inorgánico, que son el *succino* y el *asfalto*.

El succino ó ámbar procede probablemente de resinas cuya formacion es anterior á la presencia del hombre sobre la tierra. Las resinas gozan entre los cuerpos orgánicos de una propiedad excepcional; no entran en putrefacion: el succino hubiera podido conservarse en el mar ó en tierra al paso que hubieran sido descompuestos los árboles que le han

producido. Con frecuencia contiene insectos que datan de la época de su formacion, y que están muy bien conservados. El succino se encuentra principalmente en el mar Báltico y en sus costas; alguna vez en las minas de lignito. Su dureza y tenacidad se utilizan para la fabricacion de algunos objetos en vez de vidrio ó de cuerno; se distingue de las resinas en que se transforma en ácido succínico por la fusion y experimenta una alteracion análoga á la del copal: se hace soluble en alcohol y en aceite, que antes no le atacaban. Calentado el succino, queda negro y produce la colofonia de ámbar; se desprende al mismo tiempo un aceite volátil empireumático, de olor desagradable; el *aceite de succino*, que se emplea alguna vez en medicina.

El *asfalto ó betun de Judea* es una resina mineral que se encuentra en la proximidad de algunos lagos de Asia, y sobre todo en las orillas del mar Muerto. Es pardo ó negro, y tiene mucha analogía con el asfalto artificial que se obtiene por la destilacion de la brea de la hulla. En muchas localidades se encuentra el asfalto al estado pastoso ó líquido; se usa mucho hoy dia mezclado con caliza y arena para hacer los andenes y pavimentos, y para librar de la humedad las techumbres de las habitaciones; pero con algun perjuicio para los edificios. Estas materias, su orígen probable es debido á sustancias vegetales descompuestas debajo de tierra por el calor volcánico.

572. PRODUCCION DE LAS RESINAS POR LA DESTILACION SECA. Cuando se destilan las sustancias orgánicas por via seca, fuera del contacto del aire, se forman productos análogos á las resinas. Cuando estos productos son líquidos se llaman *breas;* cuando son sólidos reciben el nombre de *pez.*

Propiedades y aplicaciones de las resinas.

573. PROPIEDADES ANTISÉPTICAS DE LAS RESINAS. Las resinas son inalterables á la temperatura ordinaria, como se ha visto respecto al succino; gozan tambien de la propiedad de

impedir la descomposicion de otros cuerpos fácilmente putrescibles, como la carne. Esta propiedad fué la causa de que los antiguos las emplearan para el embalsamamiento de los cadáveres. Con estas resinas fueron preparadas las momias que se encuentran en Egipto.

574. LAS RESINAS Y EL AGUA. Las resinas son insolubles en agua, y por consiguiente insípidas; algunas, sin embargo, se disuelven en ella algun tanto y poseen un sabor amargo. Con frecuencia las resinas contienen agua muy dividida que las hace opacas: la resina de pino y la trementina son ejemplos de esto.

Colofonia. Si se calienta en una cuchara (fig. 209) un pedazo de la resina obtenida § 551, ó de trementina, hasta que el agua se haya evaporado por completo, se obtiene despues del enfriamiento una resina transparente, exenta de agua, que ha recibido el nombre de *arcanson ó colofonia.* Es poco coloreada si la temperatura no ha sido demasiado elevada; es, por el contrario, parda ó negruzca cuando se ha calentado mas, porque entonces una parte de la resina se ha alterado. La colofonia es muy quebradiza y se reduce fácilmente á polvo. Con ella se frotan los arcos de violin, porque una parte se adhiere á las cerdas é impide que deslicen con demasiada facilidad por las cuerdas de los instrumentos. Se frotan igualmente con colofonia las cuerdas de relojes y los péndulos, con objeto de evitar el que resbalen demasiado. Las resinas tienen, por consiguiente, una accion opuesta á la de los aceites que barnizan las superficies.

575. FUSION DE LAS RESINAS POR EL CALOR. La experiencia anterior demuestra al mismo tiempo la *fusibilidad* de las resinas; en general se funden á una temperatura mas elevada que la del agua hirviendo. Si se vierte la colofonia fundida sobre madera, se extiende por su superficie en forma de una capa muy delgada que la preserva de la accion de la humedad y del aire; tambien las resinas son muy á propósito para librar las maderas y los metales de la descomposicion y oxidacion. Para evitar estas dos causas de destruccion se recu-

bre con frecuencia la madera y el hierro de una capa de pez: en los toneles de cerveza se impide de este modo el contacto del líquido con la madera; se lacran las botellas para preservar el vino del acceso del aire; en los barcos se liberta la madera de la accion del agua del mar y la de lluvia recubriéndola de brea. La goma laca tiene otro uso: sirve para lacrar las cartas.

Lacre. Experiencia. Para preparar el lacre rojo se funde una mezcla de 10 partes de goma laca y 5 de trementina, y despues se añaden 5 de cinabrio y 3 de creta en polvo muy fino. Una vez perfectamente hecha la mezcla por la fusion, se vierte sobre placas húmedas mientras está todavia caliente, para reducirla á barras, ó se moldea en las formas. La trementina le hace mas inflamable, y el cinabrio le colora en rojo. Se sustituyen alguna vez al vermellon otros colores, tales como el amarillo de cromo, el ultramar, verde montaña, polvo bronceado, etc.

576. TRANSFORMACION DE LAS RESINAS POR EL CALOR. *Experiencia.* La colofonia fuertemente calentada, se inflama y arde produciendo una llama fuliginosa muy brillante que deposita mucho carbon. Así es como la colofonia en polvo fino, arrojada en pequeñas cantidades á la llama de una bujía, produce una viva luz. Cuando la colofonia se calienta en vasos cerrados, no puede inflamarse, pero produce unos gases inflamables, y se emplea en algunas localidades para la obtencion del gas del alumbrado. Para esto se hace llegar la colofonia fundida por pequeñas porciones á coke calentado hasta el rojo en una retorta.

Pez. Si la colofonia se deja quemar durante algun tiempo y despues se apaga, forma una masa negra conocida con el nombre de *pez* y notable por su tenacidad. Se obtiene esta materia por destilacion parcial de la colofonia ó la concentracion de la brea de madera (440). La colofonia que los toneleros emplean para la preparacion de los toneles queda negra, porque se quema en el mismo tonel con objeto de que se mantenga líquida y se esparza con uniformidad por toda la

superficie de él. Esta alteracion la hace mas tenaz é impide el resquebrajamiento por el choque.

Negro de humo. Experiencia. Un cono de papel abierto por la parte superior y mantenido en una posicion oblicua por cima de un leño resinoso, se cubre al momento en el interior de una capa de *negro de humo.* Se prepara en grande el negro de humo quemando la madera muy resinosa en hornos especiales en que hay poco acceso del aire. El humo se dirige á cámaras en que hay unos sacos de tela donde se deposita el carbon

Experiencia. Proyectando succino en polvo sobre carbones encendidos, esparce un humo abundante y un olor balsámico agradable. El succino, el incienso, el benjuí y la almáciga, se usan frecuentemente para preparar fumigaciones aromáticas.

577. ELOCTRÓFORO. *Experiencia.* Frotando por breves momentos una barra de lacre sobre un paño, atrae á cierta distancia pequeños pedazos de papel ó esferitas de médula de sauco, que quedan adheridas á ella durante un instante. Esta accion es debida á la electricidad (resinosa ó negativa) que generalmente desarrolla el frotamiento en las resinas. Si se vierte una mezcla de goma laca y colofonia en un plato ó sobre una plancha circular provista de un reborde, se tiene un electróforo en el que se puede acumular una gran cantidad de electricidad frotándole con lana, ó mejor todavia con una piel de gato. Esta fuerza debe su nombre al succino (en griego *electron*), en cuyo cuerpo se observó por vez primera la propiedad eléctrica.

578. BARNIZ. *Experiencia.* Se envuelven en un papel 20 gramos de sandaraca que se hayan reducido á polvo con el auxilio de un martillo; se unen despues á ella 5 gramos de arena cuya parte fina ha sido separada por locion, y se introduce en un frasco con 80 gramos de alcohol. El frasco, que está tapado con una piel ó un pedazo de vejiga, se expone á una temperatura poco elevada y se agita con frecuencia. Al cabo de algunos dias la resina está disuelta: esta solucion

clara constituye un barniz; extendida sobre un metal, madera ó papel, deja despues de la evaporacion del alcohol una capa delgada y brillante. Si no se hubiese mezclado la sandaraca con arena, se formaria una masa en el fondo del frasco que se disolveria con dificultad. Barnizar una sustancia en general, consiste, pues, en recubrirla de una capa de resina. Los objetos barnizados de este modo se hacen impermeables al aire y al agua. Si se quiere barnizar papel, dibujos ó cartas geográficas, hay necesidad primeramente de hacer pasar por ellos una ó dos capas de una solucion de gelatina ó goma; sin esta precaucion penetraria el barniz el papel y le haria gris y transparente. Se impide que las maderas absorban los barnices dándoles primero una capa de aceite de lino. Si el cuerpo que se barniza está húmedo por algunos puntos, se forman en ellos manchas opacas, porque el agua precipita la resina al estado pulverulento.

Experiencia. Si se repite la experiencia anterior sustituyendo la goma laca á la sandaraca, se obtiene una disolucion turbia, porque la goma laca contiene materias céreas y mucilaginosas insolubles, que se mantienen en suspension en el líquido. Esta solucion se emplea tambien para barniz como la anterior; pero la usan generalmente los ebanistas como pulimento; en este caso se añaden algunas gotas de aceite de lino, y se frota la madera con un pedazo de tela de cáñamo hasta que todo el alcohol se haya evaporado. Se obtiene de este modo una capa brillante mucho mas unida que la aplicada por medio del pincel, en cuyo caso los golpes de este son muchas veces visibles. En general los muebles de precio están pulimentados, y los ordinarios solamente barnizados.

579. BARNIZ DE ESENCIA. *Experiencia.* 20 gramos de resina damnar en polvo mezclados con arena y unidos á 80 gramos de esencia de trementina, forman al cabo de algunos dias una solucion clara: *las resinas son solubles en las esencias.* Estas soluciones son frecuentemente empleadas como barniz: se secan con menos prontitud que los barnices por el alcohol; pero dejan una capa de resina mucho mas adherente y que se cuar-

tea con mas dificultad. Los barnices claros y de calidad superior suelen prepararse con succino, copal, damnar, goma laca, sandaraca y mastic; las suertes inferiores ó barnices subidos, con la colofonia de succino, colofonia ordinaria, trementina, asfalto, etc. Se coloran alguna vez los barnices en amarillo por una adicion de sangre de drago y goma guta (barniz de oro). Las resinas son solubles en los aceites grasos. Estas soluciones se emplean con frecuencia en farmacia para preparar ungüentos ó emplastos que tienen la propiedad de excitar la piel, debido á la resina que contienen. La resina mas empleada con este objeto es la trementina ó pez de Borgoña.

580. JABONES DE RESINA. *Experiencia.* Se hierven 20 gramos de colofonia con 40 de lejía de sosa ó potasa; si la mezcla no es soluble en agua, se añaden pequeñas porciones de lejía alcalina hasta que se consiga. El líquido forma, por enfriamiento, una masa jaspeada, el *jabon de resina* (resinato de sosa ó potasa). Las resinas se conducen, por consiguiente, con las bases como los ácidos grasos, y se emplean con frecuencia por los jaboneros, que las mezclan á los jabones de inferior calidad y venden á precios mas bajos que los jabones puros.

Experiencia. Si se mezcla una solucion de jabon de resina á una solucion de alumbre, se forma un precipitado insoluble de resinato de alúmina. De un modo análogo se emplean los jabones de resina en el encolado del *papel contínuo*: se introduce primero el jabon en la pasta; despues se añade una solucion de alumbre; se precipita entonces sobre cada fibra textil una pequeña cantidad de resinato de alúmina que impide al papel la absorcion de la tinta. El papel *de forma* está encolado por una inmersion en cola fuerte, que deja en su superficie una capa delgada de gelatina. Si esta capa se separa por el raspado, se hace imposible la escritura, y hay necesidad de frotar con un poco de resina para remediar este inconveniente: se emplea de preferencia con este objeto la sandaraca. Las resinas se combinan con las bases; sus solu-

ciones alcohólicas enrojecen el papel azul de tornasol; se pueden, pues, considerar como *ácidas*.

581. COMPOSICION DE LAS RESINAS. Tratando las resinas por alcohol frio ó hirviendo, concentrado ó diluido, se obtienen de ellas muchas especies de resinas que se han designado con los nombres de resina *alpha*=α, resina *beta*=β, resina *gamma*=γ. Deben, pues, considerarse como formadas por la mezcla de muchas especies de resinas. La colofonia, por ejemplo, está formada de dos resinas: la resina α ó ácido pínico, amorfo y análogo á la colofonia, y la resina β ó ácido sílvico, que es cristalino.

En cuanto á su composicion elemental, las resinas no están formadas mas que de carbono, hidrógeno y oxígeno. Se ha visto (566) que contienen un poco menos hidrógeno y mas oxígeno que las esencias; están, sin embargo, colocadas entre los cuerpos muy hidrogenados; producen una abundante llama cuando se queman.

Gomo-resinas.

582. GOMO-RESINAS. Cuando se corta un tallo de adormidera, de lechuga, de celidonia, euforbio, etc., sale un jugo blanco ó amarillo que se deseca al aire ó al sol y forma una masa amarilla ó parda. Este jugo está compuesto de una solucion gomosa que tiene en suspencion partículas de resina. En los paises cálidos, sobre todo, se encuentra un gran número de plantas que segregan jugos de este género, empleados principalmente en farmacia. Las gomo-resinas mas importantes son:

La *goma amoniaco*, es el zumo desecado de la raiz de una umbelífera de Africa; amarilla ó parda, y tiene un olor y sabor especiales muy fuertes.

La *asafétida*, zumo de la *ferula assafœtida*, que crece en Persia. Su olor es desagradable, fétido y aliáceo; su fractura reciente es blanca; pero se vuelve rosácea al aire.

El *aloes*, pardo negruzco, amargo; procede del zumo de-

secado del aloes, que crece principalmente en el cabo de Buena Esperanza y en las islas próximas.

El *euforbio*, se nos presenta en panes de un color pardo amarillento; es el zumo desecado de una euforbiácea que crece en Africa; contiene una sustancia muy irritante. Aplicada sobre la piel produce ampollas; si se respira el polvo mezclado con el aire, provoca una inflamacion y estornudos violentos.

El *galvano*, llega en panes amarillos ó en placas pardas, de olor fuerte particular; se obtiene del *Bubon galvanum*, que crece en Persia.

La *goma guta*, se presenta en barras ó placas de un rojo amarillento; procede de las hojas de una planta que crece en las Indias; se emplea principalmente en pintura como color amarillo.

La *mirra*, se presenta en pedazos de color amarillo claro, ligeramente pardos en las suertes superiores, rojo-parduzcos en las inferiores; su sabor es amargo, olor balsámico; fluye de las incisiones hechas en un árbol de Arabia.

El *oliban ó incienso*, en láminas de un amarillo blanquecino; es el zumo desecado de un árbol que crece en Persia. Quemado esparce un olor agradable; se emplea como perfume en las iglesias.

El *opio*, se obtiene en Oriente por la desecacion de un zumo que fluye por incisiones hechas en las cabezas de adormidera. Se presenta en masas pastosas de color pardo subido; su sabor es amargo y su olor repugnante. Sabidas son las propiedades narcóticas y somníferas del opio.

El *lactucario*, pardo, cuyo olor recuerda débilmente al del opio, está formado por el zumo desecado de diversas especies de lechuga.

El *opoponaco, sagapeno, escamonea, etc.*

Accion del agua sobre las gomo-resinas. Experiencia. Una gomo-resina triturada con agua produce un líquido lechoso turbio (una emulsion); la materia gomosa entra en disolucion, mientras que la resinosa queda como insoluble. Las particu-

las resinosas se aglomeran en este líquido cuando se hierve; se aclara y solo contiene en disolucion las materias gomosas.

Accion del alcohol. Experiencia. El alcohol en que se pone en digestion una gomo-resina no disuelve mas que la resina; la goma queda como insoluble. La esencia de mirra no es mas que una solucion alcohólica de la parte resinosa de la mirra.

La mayor parte de las gomo-resinas contienen, ademas de la goma ó resina, un aceite esencial al que deben su olor y alguna vez su accion médica.

Caoutchouc y Gutta-percha.

583. CAOUTCHOUC. El caoutchouc procede del zumo lechoso de muchas especies de árboles que crecen particularmente en América. Este zumo se deseca al aire y se transforma en una masa blanca, elástica, completamente insoluble en el agua y en el alcohol: es el *caoutchouc*. Para obtener una desecacion mas rápida se coloca el zumo lechoso en vasos de arcilla seca, que se exponen al fuego. Se separa despues la arcilla por medio del agua, y se obtienen de este modo peras de caoutchouc coloreadas en pardo ó negro, coloracion que procede del humo á que se han expuesto al secarse; se prepara tambien el caoutchouc en masas compactas.

Tubos de caoutchouc. Experiencia. A la temperatura ordinaria, el caoutchouc es duro y rígido; pero basta sumergirle durante un instante en agua hirviendo ó exponerle al fuego, para que adquiera su flexibilidad y blandura. Se parte de una de estas peras delgadas ó de las placas que se encuentran en el comercio una pequeña tira de caoutchouc. Despues de reblandecida, se aplica exactamente á las extremidades de dos tubos de vidrio (fig. 210) esta tira de caoutchouc, cuyos dos extremos se cortan con tijeras. Las dos secciones recientes adhieren fuertemente una contra otra, y se malaxan ligeramente con objeto de hacer la sutura imperceptible. He-

cho esto se atan con fuerza por medio de un hilo encerado las dos extremidades del tubo de caoutchouc que se acaba de hacer (fig. 211); de esta manera pueden unirse herméticamente dos tubos y disminuir muchas de las causas de rotura de los aparatos, porque así adquieren los tubos elasticidad. Se preparan hoy en las artes tubos de todas dimensiones de caoutchouc volcanizado: basta para esto hervir el caoutchouc en una lejía de potasa, para disolver el azufre que contiene: se obtienen entonces tubos apropiados para los mismos usos que los preparados con las tiras de caoutchouc.

Liga marina. Experiencia. Se coloca un poco de caoutchouc en digestion en aceite de petróleo; se hincha, y puede entonces triturarse y reducirse á papilla homogénea. Fundido en este estado con goma laca, forma una cola de gran adherencia: se emplea principalmente, para encolar la madera de los buques, con el nombre de *liga marina.*

Solucion de caoutchouc. Experiencia. El caoutchouc reducido á pequeños fragmentos se disuelve en el sulfuro de carbono, éter, esencia de trementina, benzina y aceite caoutchouc (obtenido por la destilacion seca del caoutchouc). Estas soluciones se emplean para la preparacion de los tejidos impermeables. El caoutchouc calentado con aceite de lino se convierte en una pasta parda, de que se recubre á los calzados de cuero que se desea hacer impermeables.

Caoutchouc fundido. Experiencia. Un pedazo de caoutchouc suspendido en una llama se inflama y arde con llama fuliginosa y brillante, análoga á la del aceite de petróleo y esencia de trementina. Al mismo tiempo, una parte del caoutchouc se funde y se convierte en una masa negra y glutinosa. El caontchouc fundido, mezclado con los aceites, es muy conveniente para el engrasado de las máquinas; en los laboratorios se usa principalmente para unir las llaves de los aparatos y los tapones de vidrio de los frascos de álcali, que impide se adhieran al cuello con facilidad.

Caoutchouc volcanizado. El caoutchouc natural pierde su elasticidad cuando la temperatura desciende; en invierno,

por ejemplo: se remedia este inconveniente por la *volcanizacion*, es decir, combinando el caoutchouc con el azufre. Despues de esta operacion queda siempre en el caoutchouc azufre interpuesto, que es una causa de pronta alteracion cuando se halla en gran proporcion. El caoutchouc es un carburo de hidrógeno: forma parte del corto número de sustancias vegetales *exentas de oxígeno.*

584. GUTTA-PERCHA. Hace muchos años se introdujo en las artes con el nombre de gutta-percha una sustancia parda que tenía mucha analogía con el caoutchouc: se obtiene del zumo lechoso de un árbol que crece en las Indias. La gutta-percha se distingue del caoutchouc en que se reblandece y hace pastosa en el agua hirviendo. Se puede en este estado laminar, estirar y darle todas las formas que se deseen; por enfriamiento adquiere su primitiva dureza, casi igual á la de una sustancia córnea. Como no es atacada por los ácidos y los álcalis, excepto los ácidos sulfúrico y nítrico concentrados, se preparan con ella diversos utensilios: tapones para frascos de ácidos, embudos, llaves, vasos, etc., y aun frascos para conservar el ácido fluorhídrico. Extendido en láminas prolongadas, se emplea, en lugar de cuero, en la fabricacion de correas para la transmision del movimiento. Si se quiere una correa sin fin, se cortan con un mismo ángulo las dos extremidades de la correa; se pasa por encima un hierro caliente, y se mantiene la adherencia de las dos extremidades hasta despues del enfriamiento. La gutta-percha es insoluble en agua, alcohol y éter: se disuelve en el sulfuro de carbono, esencia de trementina, benzina y cloroformo. Disuelta en el cloroformo, puede emplearse como colodion, del mismo modo que el tafetan de Inglaterra.

RESÚMEN.

I.° Los cuerpos grasos, esencias y resinas, forman parte de las sustancias generalmente esparcidas en el reino vegetal; se conducen como cuerpos indiferentes ó como ácidos débiles.

2.° Estas materias, tal como se encuentran en la naturaleza, están siempre formadas de dos sustancias, cuando menos, análogas.

a) Los cuerpos grasos; de una mezcla de materias sólidas (estearina, margarina) y materias líquidas (oleina, elaina);

b) Las esencias; de una mezcla de estearoptena sólida, con la eleaoptena líquida;

c) Las resinas; de una mezcla de muchas resinas (alpha, beta, gamma).

3.° Segun su composicion elemental, estas materias no están formadas sino de tres elementos; carbono, hidrógeno y oxígeno: se distinguen de las demas sustancias ternarias en que el oxígeno y el hidrógeno no se encuentran en ellas en la proporcion para formar agua, sino que son generalmente *pobres en oxígeno* y *ricas en hidrógeno*. (Algunas esencias no contienen oxígeno; otras contienen azufre.)

4.° Su riqueza en hidrógeno, es la causa:

a) Que se quemen con una gran llama y den por descomposicion gran cantidad de gases combustibles:

b) Que sean bastante ligeras para sobrenadar en el agua:

c) Que se disuelvan de preferencia en líquidos ricos en hidrógeno y pobres en oxígeno, como el alcohol, éter, y que sean insolubles en agua.

5.° Son líquidas, ó se liquidan á una temperatura poco elevada.

6.° Los *cuerpos grasos* de orígen animal tienen la misma composicion que los que se obtienen del reino vegetal.

7.° Algunos cuerpos grasos se endurecen oxidándose (aceites secantes), y otros se enrancian sin solidificarse (aceites no secantes).

8.° Las bases minerales descomponen las materias grasas en ácidos particulares insolubles en agua (ácidos grasos) y en una base orgánica (el óxido de glicerilo). Los ácidos grasos se combinan con bases minerales y forman jabones. Los álcalis forman con los ácidos grasos jabones solubles en

agua; las bases térreas y metálicas forman, por el contrario, jabones insolubles.

9.° Las *esencias* se transforman en resinas oxidándose; alguna vez se transforman directamente en ácidos.

10. Las resinas no tienen en frio gran afinidad para el oxígeno, porque no se alteran al aire.

11. Muchas resinas se combinan con las bases como los cuerpos grasos, y producen sustancias análogas á los jabones; solubles cuando la base es un álcali; insolubles cuando están formadas por óxidos térreos ó metálicos.

12. Las *trementinas* y los *bálsamos* son mezclas de resinas y esencias: las *gomo-resinas*, mezclas de gomas y resinas.

XII.—Materias extractivas.

585. EXTRACTOS. A excepcion de las esencias y resinas, las sustancias vegetales hasta aquí examinadas están, por lo general, desprovistas de sabor, y no tienen accion alguna terapéutica bien marcada; se encuentran en general en todos los vegetales. Sin embargo, muchas plantas tienen un sabor que les es propio y una accion especial sobre la economía animal: por consiguiente, contienen sustancias particulares á las que deben este sabor y esta propiedad. El sabor de ajenjo y del ruibarbo es amargo; el de la pimienta y beleño, picante; los de las raices de taraxacon y regaliz, azucarados. Ingeridos en el estómago; el ajenjo le fortifica; el ruibarbo es purgante; la pimienta obra como estimulante; el beleño es narcótico, etc. Estos efectos se han observado desde los tiempos mas remotos, y se ha tratado de extraer de las plantas sus sustancias activas. La extraccion se hacía por simple espresion cuando las plantas eran muy acuosas; cuando eran mas secas se trataban por agua fria (maceracion), ó por agua hirviendo (infusion), ó bien se hacian hervir durante algun tiempo en agua (decoccion). Como estos líquidos, con muchas materias orgánicas, se descomponian

rápidamente cubriéndose de moho, se evaporaban para obtener una materia pastosa; ó tambien, por la desecacion completa, una materia sólida llamada *extracto* (acuoso), que podia conservarse sin alteracion por espacio de años. Con frecuencia se sustituye el alcohol y el éter al agua (extractos alcohólicos ó etéreos). Se emplean hoy todavía muchos de estos extractos en medicina: frecuentemente contienen en un pequeño volúmen la materia activa de un peso mucho mayor de plantas de que se han extraido.

Composicion de los extractos. Se ha visto que los zumos vegetales contienen cantidades variables de almidon, mucílago, goma, azúcar, tanino, clorofila, albúmina, sales, ácidos, etc., sustancias todas solubles en agua, no volátiles, y que quedarán, por consiguiente, en los extractos acuosos desecados. Por la misma razon los extractos alcohólicos ó etéreos contendrán sustancias tales como la resina, grasas etc., solubles en uno ú otro de estos líquidos. Los extractos no son, pues, otra cosa que *mezclas de muchas sustancias vegetales*, de las que unas son conocidas, otras desconocidas; unas activas, otras inactivas; unas coloreadas, otras incoloras; unas tienen sabor, otras insípidas, etc., etc.

586. MATERIAS EXTRACTIVAS. Examinando los extractos, se nota que las materias pardas incristalizables que quedan despues de haber separado el almidon, azúcar, albumina, etc., conservaban todas las propiedades activas del extracto. Se da á estas materias pardas el nombre de *materias extractivas*, y se les distingue segun sus propiedades en: *amargas* (en el ajenjo, trébol, aloes, coloquíntida etc.); *amargas aromáticas* (en el acoro, lúpulo, etc.); *acres* y *astringentes* (en la raiz de polígala, saponaria, etc.); *azucaradas* (en las raices de regaliz, taraxacon); *narcóticas* (en la cicuta, beleño). Estas denominaciones, muy cómodas por otra parte, llevan, sin embargo, consigo una gran confusion, porque podian aplicarse á todas las sustancias pardas, cualquiera que fuese su orígen y su composicion. Basta hervir durante algun tiempo en agua la mayor parte de las sustancias vegetales, no siendo la goma

ó el azúcar, para obtener por evaporacion una materia parda incristalizable.

587. ORÍGEN DEL COLOR PARDO DE LOS EXTRACTOS. El color pardo de los extractos es debido á sustancias orgánicas alteradas cuya descomposicion es muy fácil.

Experiencia. Se hace una infusion de regaliz con 6 veces su peso de agua hirviendo, y despues de un dia de contacto se extrae el líquido con espresion, el cual, filtrado por papel, es amarillo claro y diáfano. Evaporada esta solucion, deja el residuo negro conocido con el nombre de zumo de regaliz, y que no forma ya una solucion amarilla, sino parda, cuando nuevamente se disuelve en el agua. Al mismo tiempo que el color se ha modificado tambien el sabor. Estos cambios se han producido por una oxidacion lenta, porque los zumos absorben el oxígeno del aire: se forma agua y ácido carbónico y sustancias alteradas, mas ricas en carbono, las que dan el color negro. Estas sustancias son alguna vez solubles en agua, pero con frecuencia insolubles en ella: suele designárseles con el nombre colectivo é indeterminado de *materias extractivas oxidadas ó materias pardas.* Para preparar los extractos es necesario evitar en lo posible el contacto del aire y evaporarlos á una temperatura moderada, en general al baño de maría.

588. PRINCIPIOS EXTRACTIVOS. Se ha conseguido obtener el principio activo de un gran número de extractos. Son con frecuencia cristales bien determinados; otras veces es un polvo ó una materia amorfa sin caractéres bien definidos. Algunas de estas sustancias gozan la propiedad de formar sales con los ácidos, como las bases inorgánicas: estas son las *bases ó alcalóides orgánicos* (596); otras no son ácidas ni básicas; son neutras: se llamarán *principios extractivos* hasta que un exámen mas profundo les designe un lugar mas propio: se descubrirá probablemente algun dia gran número de estas sustancias, porque hoy se conocen próximamente 100.000 plantas, y entre ellas debe haber muchas que contengan principios particulares. Se ve, por lo que precede, que

los extractos no son sino mezclas de diversas sustancias que contienen ordinariamente un principio al que deben las plantas sus propiedades especiales. Estas materias son en general amargas; el sabor de las que son insolubles en agua no puede apreciarse sino cuando se disuelven en otro líquido como el alcohol ó el éter.

589. Hemos reunido en este sitio los principios extractivos vegetales mas conocidos. Sus nombres (así como el de los alcalóides y materias colorantes) han sido formados para la mayor parte del nombre latino de la planta seguido de la partícula *ina*.

Absintina, extracto de ajenjos; se obtiene en masas cristalinas de sabor muy amargo.

Esculina, extraida de la corteza del castaño de Indias; cristaliza en agujas incoloras que una pequeña cantidad basta para dar al agua un reflejo azul; es ligeramente amarga.

Amigdalina, extraida de las almendras amargas; cristaliza en escamas sedosas de un sabor débilmente amargo. Es notable por la propiedad que tiene de transformarse en un aceite volátil que contenga ácido cianhídrico (esencia de almendras amargas) cuando está en contacto con una solucion de albúmina de la almendra (emulsina).

Centaurina, extraida de la centaura; conocida solamente al estado de extracto.

Cetrarina, extraida del líquen de Islandia, amarga; se la obtiene en polvo blanco.

Colombina, extraida de la raiz de colombo, muy amarga; cristaliza en primas incoloros.

Gencianina, extraida de la raiz de genciana, muy amarga; cristaliza en agujas de color amarillo de oro.

Imperatorina, extraida de la raiz de imperatoria; sabor acre y picante; se obtiene en cristales incoloros.

Lupulina, extraida del lúpulo; sabor amargo agradable; se obtiene en polvo blanco ó amarillento.

Meconina, extraida del opio (jugo propio de la adormidera); sabor acre; forma cristales incoloros.

Picrotoxina, extraida de las semillas de la coca de Levante, muy amarga; veneno narcótico; cristaliza en agujas incoloras.

Salicina, extraida de la corteza del sauce, amarga; se obtiene en cristales incoloros; el ácido sulfúrico le da un color rojo intenso; se descompone fácilmente en saligenina y azúcar.

Santonina, extraida de la *artemisia santónica*, poco amarga; se obtiene en cristales incoloros que amarillean á la luz.

Saponina, extraida de la raiz y semillas de saponaria, acre y venenosa; se obtiene en polvo blanco. En solucion, aun muy diluida, hace abundante espuma como el agua de jabon.

Scillitina, extraida de la *Scila marítima*, amarga, vomitiva; es un veneno; se obtiene en masa amorfa.

Senegina, extraida de la raiz de polígala; sabor acre y picante; se obtiene en polvo blanco.

Glizirricina, extraida de la raiz de regaliz; sabor azucarado; se transforma en una masa amorfa de color pardo claro.

Populina, extraida de las hojas y cortezas del álamo blanco; azucarada, cristaliza en agujas blancas; se transforma en ácido benzóico y salicina.

Asparagina, extraida del espárrago, de la raiz de malvabisco y de las semillas de leguminosas que han germinado en la oscuridad, de sabor apenas perceptible; forma hermosos cristales incoloros y se transforma, por la simple ebullicion en agua, ácido aspártico y amoniaco.

Smilacina, extraida de la raiz de zarzaparrilla, insípida; se obtiene en cristales blancos.

La mayor parte de estos cuerpos no están compuestos mas que de *carbono*, *hidrógeno* y *oxígeno*; algunos, en pequeño número, contienen nitrógeno.

XIII.—Materias colorantes.

590. MATERIAS COLORANTES. Cuando los principios extractivos, tal como se han estudiado en el capítulo anterior, son coloreados, se colocan entre las materias colorantes. Los colores, cuya extraordinaria variedad de matices admiramos en las flores, son en el mayor número de estas tan sumamente fugaces, que se descomponen ántes que las flores se marchiten y desequen, sobre todo bajo la influencia de los rayos solares; la misma descomposicion tiene lugar cuando se trata de extraer estas materias colorantes, ya esprimiendo el zumo, ya con el auxilio de un disolvente. Sin embargo, un pequeño número de plantas contienen en sus raices, tallos, hojas ó frutos, zumos coloreados que no se alteran tan fácilmente y que pueden servir de materias colorantes pera teñir otras sustancias. El cloro y ácido sulfuroso alteran y decoloran todos estos cuerpos, que se extraen en general por medio del agua, y alguna vez por el alcohol y otros líquidos; se obtienen en este caso como los principios extractivos, ya en cristales, ya en masas amorfas sin forma alguna regular. Sus nombres, que por lo regular terminan en *ina*, se han colocada entre paréntesis en el estudio de las principales materias colorantes que se emplean en tintorería.

591. MATERIAS COLORANTES ROJAS Ó VIOLADAS. *a) Granza.* Se llama así la raiz de la rubia pulverizada. La raiz fresca es amarilla y contiene un principio colorante amarillo rojizo (el ácido ruberítrico), que bajo la influencia del aire se transforma en alizarina y azúcar. La raiz se colora entonces poco á poco en rojo y produce la sustancia con que se prepara el hermoso color rojo de rubia tan notable por su solidez: se hacen con él lacas con las que se obtienen diversos matices, desde el rojo al violeta. El principio colorante (*alizarina*) cristaliza en agujas de color amarillo rojizo, soluble en agua hirviendo. La rubia contiene ademas un principio colorante

rojo (la purpurina), y otros tres, de los que uno es amarillo, otro amarillo rojizo y el tercero pardo.

b) Leño del Brasil ó de Fernambuco. La madera del centro de algunos árboles de la América Meridional sirve para colorear los tejidos en rojo; pero el color de ellos es poco sólido. Se usa tambien para preparar la tinta roja, la laca de Viena, etc. (Principio colorante, la *brasilina*; cristaliza en agujas de color amarillo rojizo muy solubles en agua).

c) Cártamo. Las flores de cártamo contienen una materia colorante con la que se produce un hermoso color rosa. (Principio colorante, *cartamina;* soluble en agua).

d) Raiz de alcanna. Esta raiz contiene en su corteza una materia colorante resinosa, por consiguiente insoluble en agua, y que sirve para teñir las telas de violado. Colorea el alcohol, las grasas y los aceites en rosa.

e) Sándalo. El sándalo es el leño pulverizado de un árbol de las Indias; constituye un polvo rojo de sangre que contiene una materia colorante resinosa (la *santalina*).

f) La materia colorante roja contenida en muchos frutos, tales como las cerezas, frambuesas, etc.; es poco persistente y no sirve mas que para colorear azúcares, jarabes, etc.

g) Cochinilla. La cochinilla es un insecto desecado; se recolectan estos pequeños animales en algunas especies de cactus. La cochinilla se trae principalmente de Méjico. Sirve para la preparacion del carmin; se emplea en tintorería para producir un hermoso rojo escarlata y un rojo de púrpura. (Principio colorante, *carmina*; rojo cristalizable).

h) Laca. Es una materia resinosa de un negro rojizo que se obtiene en la preparacion de la goma laca en escamas (570); contiene una materia roja, análoga á la carmina.

492. MATERIAS COLORANTES AMARILLAS. *a) Leño amarillo.* Es la madera dividida de un moral de las Indias Orientales, el *morus tinctoria.* (Principio colorante, la *morina*; soluble en agua, cristaliza en agujas amarillas).

b) Quercitron. Se encuentra bajo la forma de un hermoso color amarillo, mezclado con fragmentos de madera; es pro-

ducido por la corteza pulverizada de un roble de la América Septentrional. (Principio colorante, la *quercitrina*; cristalina, amarilla, soluble en agua).

c) Granos de Persia. Se designa con este nombre la semilla de un espino serval de los paises cálidos cogido antes de la madurez. El principio colorante no es conocido sino al estado de extracto; contiene una materia amarilla, cristalina (la *rhamnina*).

d) Gualda. Llámase así la reseda salvaje *(reseda luteola)* desecada despues de la floracion. (Principio colorante, *luteolina*; soluble en agua, cristaliza en agujas amarillas).

Estas cuatro materias colorantes se emplean principalmente para teñir en amarillo la seda, la lana, el algodon y los demas tejidos.

e) Achiote. Esta sustancia viene del Brasil bajo la forma de pasta pardo-rojiza; se prepara con la semilla de la *Bixa orellana*; contiene dos materias colorantes, una amarilla y otra roja. La primera *(orellina)* se disuelve cuando se hierve el achiote en agua; la segunda *(bixina)* cuando se hierve en una solucion débil de carbonato de sosa.

f) Cúrcuma. La raiz de cúrcuma procede de América; contiene una fuerte proporcion de una materia amarilla, resinosa, soluble en alcohol, que pardea al contacto de los álcalis y vuelve á tomar su color amarillo por los ácidos. Con frecuencia se sustituye el papel de cúrcuma al rojo de tornasol. (Principio colorante, *curcumina;* se obtiene en masas amarillas amorfas).

g) Azafran, Está formado de los estigmas del *crocus sativus*; se emplea principalmente para colorear las sustancias alimenticias y los licores. (Principio colorante, *safranina*; amorfo, rojo escarlata, soluble en agua).

593. MATERIAS COLORANTES VERDES. *Clorofila.* La clorofila se halla en el número de las sustancias mas esparcidas en el reino vegetal; se encuentra en todas las partes verdes de los vegetales. Los granos de clorofila que se encuentran en las plantas están formados de muchas materias colorantes y ce-

ra. Es insoluble en agua; la tinta verde que adquiere el agua cuando está en contacto con materias vegetales, es debida á granos de clorofila que se hallan en suspension. Así el líquido se enturbia y deja depositar por reposo una materia verde. La clorofila no se produce sino en los órganos de los vegetales expuestos á la luz solar; aislada se descompone rápidamente; por consiguiente, es impropia para la tintorería; por otra parte, las plantas no contienen sino muy cortas cantidades de esta materia. La materia verde se altera naturalmente en las hojas que se marchitan; se supone que la coloracion *amarilla ó roja* que se produce es debida á un fenómeno de oxidacion.

Verde vejiga. Es una laca formada con alumbre y el zumo del fruto del espino serval.

594. MATERIAS COLORANTES AZULES. *Indigo.* Muchas plantas de los paises tropicales contienen una savia incolora que azulea al aire y deja depositar una materia azul, insoluble: el *índigo* que se deseca. Se encuentra en el comercio en pedazos de un azul subido que adquieren un brillo metálico cobrizo cuando se frotan con la uña ó con un cuerpo duro. El índigo del comercio no contiene sino un 50 por 100 de *índigo* puro: el resto está compuesto de agua, materias térreas, una materia gomosa y dos resinas, una parda y otra roja. El índigo puro es insoluble en agua y alcohol, y poco soluble en éter, al que comunica una preciosa coloracion azul de cielo; el único líquido en que se disuelve el índigo es el ácido sulfúrico de Nordhausen (170). El índigo se combina en este caso con el ácido sulfúrico y forma un compuesto que ha recibido el nombre de *ácido sulfindigótico.* Lo que se llama vulgarmente tintura de índigo ó sulfato de índigo, no es mas que una mezcla de agua, ácido sulfindigótico y ácido sulfúrico libre. Aplicado á los tejidos el índigo, les comunica una coloracion que ha recibido el nombre de *azul de Sajonia.*

El ácido sulfindigótico entra en combinacion con las bases para formar sales, como si fuese un ácido simple. Puede, pues, considerársele como una cópula (434). La mas conoci-

da de estas sales es el *sulfindigotato de potasa* (carmin azul), que se obtiene bajo la forma de precipitado azul cuando se neutraliza el ácido sulfindigótico por la potasa. El carmin azul es soluble en agua pura; pero insoluble en las aguas que contienen materias salinas.

Indigo blanco. Se obtiene el índigo en disolucion cuando se le pone en contacto con sustancias ávidas de oxígeno al abrigo del aire, tales como el protóxido de hierro, protóxido de estaño, etc.

Experiencia. Se hace una mezcla de 5 gramos de índigo en polvo con 10 gramos de sulfato ferroso y 30 de cal apagada, y se introducen en un frasco de ¼ de litro que se tapa herméticamente despues de haberle llenado por completo de agua. El índigo pierde poco á poco su color azul, y despues de algunos dias solo queda una disolucion amarilla: el índigo ha perdido una parte de su oxígeno, absorbido por el protóxido de hierro puesto en libertad por la cal: se ha transformado en *índigo blanco*, soluble en agua. Esta operacion se hace en grande en las *cubas de índigo.* La solucion decolorada azulea rápidamente al aire; si se sumerge en ella un papel de filtros blancos, se coloreará de azul al aire y será un buen teñido, porque el color no se forma solamente en la superficie, sino que penetra la fibra vegetal. Se obtiene tambien fácilmente el índigo en disolucion, poniéndole en contacto con una solucion de glucosa en la potasa: el índigo es reducido como anteriormente, y pasa al estado de índigo blanco. Frecuentemente tambien se mezclan con cenizas de vegetales ricos en potasa, yerba pastel, rubia y salvado, que fermentan y reducen el índigo. En los dos casos el índigo pierde una parte de su oxígeno, absorbido por las materias orgánicas en descomposicion, y se transforma en índigo blanco soluble.

Tratado por materias oxidantes como el ácido nítrico, ácido crómico, etc., el índigo se decolora tambien y se transforma en nuevos compuestos (isatina, anilina, ácido antranílico, ácido pícrico, etc.)

El *pastel* es una planta indígena que puede servir tambien para la preparacion del índigo, aunque le contenga en cantidad mucho menor que las plantas tropicales.

Leño de campeche. El leño de campeche es la madera del centro de un árbol de la América Meridional; es una de las materias colorantes mas empleadas para colorear los tejidos en azul, violado, y en negro; los dos primeros colores son poco sólidos. (Principio colorante, *hematoxilina*; cristales amarillos que se vuelven violados al aire, y despues azules por la influencia del amoniaco contenido en este).

Azul de líquenes. Muchas especies de líquenes que se encuentran sobre las rocas, así en Francia como en Inglaterra, contienen sustancias particulares (ácido orséllico, erítrico, orcina, etc.) que no son coloreadas por sí; pero que adquieren un hermoso color de púrpura cuando se ponen en contacto con amoniaco. Ordinariamente se hacen fermentar los líquenes quebrantados con orina y se obtiene una papilla roja ó violada empleada en tintorería con el nombre de *orchilla*. Los álcalis, la cal, transforman la materia roja en azul (tornasol), como lo demuestran los papeles de tornasol rojos y azules.

595. EXPERIENCIAS CON LAS MATERIAS COLORANTES. *Experiencia a.* El alcohol agitado durante algun tiempo con una pequeña cantidad de leño de sándalo en polvo, y despues filtrado, adquiere un color rojo. Un pedazo de madera impregnado en esta solucion se colora en rojo de sangre intenso despues de la desecacion. Los ebanistas suelen emplear este medio para colorear las maderas con que fabrican los muebles. El alcohol adquiere un color rosáceo cuando se le mezcla un poco de corteza de la raiz de alcanna. En las mismas condiciones, el agua no adquiere coloracion alguna, porque estas materias colorantes son *resinosas*, y por consiguiente insolubles en agua. Se colocan en la misma clase todas las materias colorantes que son solubles en alcohol é insolubles en agua.

Experiencia b. Si se hierven separadamente granos de Persia, leño de Brasil y leño campeche en 12 partes de agua,

la primera solucion será amarilla, la segunda rojiza y la tercera rojo-parda. Es una prueba que estas materias colorantes son solubles en agua.

Experiencia c. Se añaden 10 gramos de alumbre á la mitad de cada una de las soluciones que se acaban de preparar, y despues carbonato de potasa mientras se forme precipitado. La alúmina que queda como insoluble, arrastra consigo todas las materias colorantes (262) y forma los colores insolubles llamados *lacas*. La solucion de granos de Persia produce la laca de oro; la solucion del leño del Brasil la laca de Viena.

Teñido. Experiencia d. Se prepara una solucion de alumbre *(a)*, otra de sal de estaño *(b)*, una tercera de sulfato ferroso *(c)*, una cuarta de potasa *(d)*, y por último una quinta de ácido tártrico *(e)*; se impregnan muchas hojas de papel de filtros blanco con una de estas soluciones. Cuando el papel está seco, se parten tres tiras de cada hoja, sobre cada una de las que se extiende una de las tres soluciones preparadas en la experiencia *b*, y que se deseca de nuevo. El mismo color produce matices ó coloraciones diferentes en cada una de las tiras de papel á que ha sido aplicado; y si el papel blanco se ha coloreado sin preparacion previa *(f)*, presenta una tinta poco marcada. Si se hierven en agua los papeles coloreados y secos, los colores de los *d*, *e*, *f*, desaparecen casi completamente, al paso que los de los papeles *a*, *b*, *c*, no experimentan alteracion alguna. Las sales tales como el alumbre, la sal de estaño, sulfato ferroso, que tienen la propiedad de fijar el color en la fibra textil, han recibido el nombre de *mordientes*, y son generalmente empleados en tintorería para fijar los colores sobre la seda, algodon, lino, lana, etc. El color queda fijo porque el mordiente forma con él una laca insoluble en los poros mismos de la fibra. Cuando la laca no se forma sino en la superficie de las fibras, no se adhiere mas que mecánicamente, y puede separarse por el rozamiento ó por la locion.

Se procede del mismo modo en la *impresion de los tejidos;*

solo que no se aplica el mordiente sino en los sitios en que se desea fijar el color, ó bien despues de haber impregnado la pieza por entero se separa en aquellos sitios que quieren reservarse de coloracion (197): si se sumerge un tejido así preparado en un baño coloreado, el color no se fija sino en los sitios en que se ha dado el mordiente y puede separarse por la locion en todo el resto del tejido.

XIV.—Bases orgánicas.

Alcalóides vegetales.

596. PROPIEDADES DE LAS BASES ORGÁNICAS. Cuando nos hemos ocupado de los extractos vegetales, hemos dicho que muchos de ellos contenian sustancias que tenían la propiedad de las bases minerales de combinarse con los ácidos para formar sales; por esta razon se les ha dado el nombre de *bases orgánicas*; muchas de ellas azulean el tornasol y se les suele designar con el nombre de *alcalóides*. Las bases orgánicas pueden asimilarse á las bases minerales, como los ácidos orgánicos á los minerales: están formadas de cuatro elementos (carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno); son putrescibles y se descomponen por el calor como todas las materias orgánicas. Uno de sus caractéres consiste en que el nitrógeno entra siempre en ellas como elemento constitutivo; se podrian considerar como compuestos copulados de amoniaco (434).

Casi todas las bases orgánicas son solubles en agua; se disuelven, sin embargo, con mas facilidad en el alcohol; su sabor es siempre amargo. Las sales son en general mucho mas solubles en agua que los mismos alcalóides.

La mayor parte de las bases orgánicas obtenidas hasta ahora se han extraido de plantas que se distinguen por sus propiedades tóxicas, ó que se han usado en medicina como remedios enérgicos; puede admitirse que á la presencia de estos alcalóides es á lo que deben estas plantas sus propiedades venenosas ó medicinales.

Muchas de estas bases son por sí mismas venenos violentos ó actúan como remedios enérgicos cuando se administran en pequeñas dósis; porque 1 gramo de estas sustancias goza con frecuencia de la misma energía médica que algunos cientos de veces el peso mismo de la planta de que se han extraido.

El *tanino* precipita casi todas las bases orgánicas de su disolucion formando con ellas combinaciones insolubles; así es que con frecuencia se emplea una infusion de nuez de agallas, té verde ó corteza de encina, no solo como reactivo para descubrir la presencia de estos alcalóides, sino tambien como antídoto cuando han producido un envenenamiento.

En las plantas, las bases orgánicas están generalmente combinadas con los ácidos. Para extraerlas se colocan de ordinario los zumos ó partes vegetales que los contienen en digestion en una agua acidulada con un ácido mas enérgico que aquel con el que la base está combinada en el vegetal. Este ácido debe formar con la base una sal fácilmente soluble; se emplean generalmente los ácidos clohídrico y sulfúrico. Si á la solucion ácida se añade una base enérgica (potasa, amoniaco, cal, magnesia), se desaloja el alcalóide, que se precipita. Estos procedimientos son siempre largos y difíciles, porque se disuelven con los alcalóides otras sustancias de que no es fácil separarlos.

597. He aquí las bases orgánicas mas importantes:

Aconitina, extraida del acónito; es un veneno; se obtiene en polvo granuloso. (1 ó 2 milígramos bastan para matar un pájaro).

Atropina, extraida de la raiz de belladona; se obtiene en agujas cristalinas reunidas en grupos; es venenosa.

Celidonina, extraida de la celidonia; cristaliza en láminas incoloras.

Alcalóides de las quinas. La *quinina*: está combinada con el ácido quínico en las cortezas de quinas, sobre todo en la quina real ó quina amarilla; cristaliza en agujas sedosas ó en polvo granuloso. Recibe el nombre de *quinoidina* cuando es-

tá en masa amorfa parda. La quinina es de un uso frecuente en medicina: se emplea principalmente el sulfato bibásico de quinina, que cristaliza an agujas sedosas. Esta sal es poco soluble en agua, se disuelve fácilmente en agua acidulada con ácido sulfúrico; pero se transforma en *sulfato neutro de quinina*. La quinina, así como sus sales, tiene un sabor muy amargo. Se encuentra en la quina gris una base análoga á la quinina; cristaliza en primas incoloros, y ha recibido el nombre de *cinconina*. Recientemente se han descubierto otros dos alcalóides de la quina: la *quinidina*, isómera con la quinina; la cual no es mas que la quinoidina separada de las materias gomosas que la acompañan: se produce á espensas de la quinina cuando se desecan las cortezas de quina al sol. El otro alcalóide es la *cinconidina*, isómero con la cinconina.

Cafeina ó teina, extraida del café no tostado, así como del té verde y té negro, en donde se halla combinada con el tanino; cristaliza en hermosas agujas blancas y sedosas.

Colchicina, extraida del cólchico; cristaliza en agujas blancas; ingerida en el estómago determina vómitos violentos.

Daturina, extraida de la semilla de estramoneo; forma cristales incoloros y constituye un violento veneno.

Emetina, extraida de la raiz de ipecacuana; cuando pura se presenta en polvo blanco; cuando no ha sido sino incompletamente purificada forma un extracto pardo; es un vomitivo enérgico.

Hiosciamina, extraida del beleño; cristaliza en agujas radiadas; es un veneno y un narcótico.

Alcalóides del opio. La primera base orgánica fué descubierta en 1804 por Sertuerner en el opio, en donde está combinada con el ácido mecónico, y la dió el nombre de *morfina*. La morfina cristaliza en prismas incoloros; es frecuentemente empleada en medicina, sobre todo al estado de acetato de morfina, y siempre en pequeñas dósis, porque es un narcótico y un veneno. Despues se han descubierto tambien en el opio la narcotina, narceina, tebaina, opianina, papaverina y porfiroxina.

Piperina, extraida de la pimienta negra y blanca; cristaliza en agujas blancas.

Solanina, se encuentra en muchas solanáceas; se extrae principalmente de los gérmenes de las patatas; cristaliza en láminas incoloras. Sus efectos son narcóticos y tóxicos, menos enérgicos, sin embargo, que lo que se ha supuesto.

Estricnina, obtenida de la nuez vómica; entra en la composicion de un veneno de que algunos indios de América impregnan los extremos de sus flechas; cristaliza en prismas ó en octaedros. Su sabor es muy amargo; es un veneno violento. Si en una cápsula de porcelana se mezclan una gota de una solucion de prusiato amarillo de potasa con 2 gotas de ácido sulfúrico y se añade un pequeño fragmento de estricnina, se produce una hermosa coloracion azul que se transforma en violada y despues en roja; esta reaccion sirve para distinguir la estricnina, de los demas alcalóides. Entre las sales de estricnina, el nitrato es el que se emplea con mas frecuencia. La estricnina va generalmente acompañada de otra base; la *brucina*.

Teobromina, se encuentra en la semilla de cacao; se obtiene bajo la forma de polvo blanco cristalino.

Veratrina, se halla en la raiz de eléboro blanco y en la semilla de cebadilla; es un veneno; introducido en la nariz provoca violentos estornudos. (4 milígramos de esta sustancia bastan para matar á un gato.)

Los alcalóides siguientes son líquidos y volátiles:

Conina, extraida de la cicuta, principalmente de la semilla; forma un líquido oleaginoso incoloro, de olor repugnante y fuerte; está exenta de oxígeno; es un veneno violento.

Nicotina, extraida de las hojas del tabaco, oleaginosa, incolora; su olor recuerda el del tabaco; el calor la convierte en narcótica; es un violento veneno. ($\frac{1}{4}$ de gota basta para matar un conejo.)

Se obtienen artificialmente algunos álcalis orgánicos; tales son:

La *anilina*, que se prepara con el índigo ó brea de la hulla,

sirve para la preparacion de hermosos colores rosas ó violados.

La *furfurina*, preparada con el furfurol ó aceite de salvado, que se obtiene del salvado de trigo.

La *sinamina*, derivada de la esencia de mostaza combinada con el amoniaco.

RESUMEN.

1.° Ademas de las materias orgánicas esparcidas en todos los vegetales, se encuentra en muchas plantas una ó varias sustancias particulares, á las que estas plantas deben por lo general sus propiedades y su sabor.

2.° Se encuentran estas sustancias mezcladas con otras muchas en los zumos ó extractos secos de las plantas.

3.° Muchas de estas sustancias estan exentas de nitrógeno; otras son nitrogenadas; algunas tambien contienen azufre.

4.° Se llaman *principios extractivos* aquellas de estas sustancias que son incoloras y que no tienen reaccion alguna ácida ni básica; tienen en general un sabor amargo.

5.° Las *materias colorantes* son aquellas sustancias que son coloreadas por sí mismas, ó que producen colores bajo la influencia de algunas reacciones; son rápidamente descompuestas (blanqueadas) por el cloro; más lentamente por el aire y la luz.

6.° Las materias colorantes tienen gran afinidad para algunas bases, principalmente para la alúmina y óxidos de hierro y de estaño, con los que forman combinaciones insolubles (lacas); en el teñido y la impresion de los tejidos se produce esta reaccion en el interior mismo de la fibra textil.

7.° Las *bases vegetales* se combinan con los ácidos y forman sales como las bases minerales; con frecuencia tienen reaccion alcalina; la mayor parte de ellas son poco solubles en agua, pero muy solubles en alcohol.

8.° Las bases vegetales se hallan generalmente en las

plantas que se distinguen por sus propiedades tóxicas ó medicinales: muchas de ellas constituyen venenos muy violentos.

9.ª Casi todas las bases vegetales contienen nitrógeno.

XV.—Ácidos orgánicos.

598. Ácidos orgánicos. Los ácidos orgánicos están mucho mas esparcidos que las bases en el reino vegetal; se encuentran con frecuencia ya libres, ó ya al estado de sales ácidas; comunican en este caso á los vegetales un sabor ácido, el que tienen generalmente los frutos ántes de su madurez. Con frecuencia están neutralizados por las bases, ó insolubles, como en las resinas y cuerpos grasos, y entonces no tienen sabor. Ademas de los ácidos que se encuentran ya formados en los vegetales, se producen artificialmente otros muchos con el auxilio de las sustancias vegetales; así es que se forma ácido acético y ácido húmico con la madera; ácido oxálico y ácido fórmico con el azúcar; ácido múcico con las gomas; ácido acético con el alcohol; ácido valeriánico con el alcohol amílico; ácido salicílico y sus derivados con la salicina, etc. Ya hemos dado en otra parte á conocer los caractéres con que se distingue un ácido orgánico (193 y siguientes). He aquí los mas inportantes:

Acido oxálico y *ácido tártrico*. (Véase 194 y 196.)

Acido acético. (Véase 198 y 509).

599. Ácido racémico. Acompaña en el zumo de uvas al ácido tártrico, con el cual es isómero. Como él cristaliza en buenos cristales incoloros de un sabor muy ácido. Se ha descubierto que este ácido no es mas que una modificacion isomérica del ácido tártrico.

600. Ácido cítrico. El ácido cítrico existe libre en el zumo de limon, así como en las grosellas y otros muchos frutos ácidos. Si se evapora el zumo de limon, se obtiene de él el ácido bajo la forma de un extracto pardo, porque quedan otra porcion de sustancias solubles en agua; pero si se neutraliza este zumo por creta, se forma citrato de cal insoluble, que precipita mientras que los demas cuerpos quedan en di-

solucion. El citrato de cal lavado es descompuesto por el ácido sulfúrico muy diluido, que se une á la cal, forma yeso insoluble y pone en libertad el ácido cítrico; este, por enfriamiento de su solucion concentrada, se deposita en bellos cristales prismáticos. Se mezcla el ácido cítrico (ó tártrico) con azúcar para preparar el polvo para la limonada. El ácido cítrico se funde y por el calor se transforma en *ácido aconítico*, que se encuentra ya formado en el acónito.

601. Ácido málico. Este ácido está muy esparcido en el reino vegetal; se encuentra en las manzanas agrias, grosella sin madurar, bayas del serval de cazadores y otros muchos frutos; es delicuescente, y por consiguiente difícil de hacer cristalizar; experimenta una fermentacion que le transforma en ácido succínico. Los ácidos málico, cítrico y tártrico, se encuentran en general en los frutos ácidos.

602. Ácidos tánicos ó tanino. Se ha dado el nombre de taninos ó ácidos tánicos á sustancias muy esparcidas en el reino vegetal, principalmente en las cortezas de los árboles, á los que comunican su sabor *astringente*. Se colocan entre los ácidos, porque su reaccion es ácida y pueden combinarse con las bases. Segun las plantas en que se encuentran se dintinguen con los nombres de ácido quercitánico ó tanino de la encina; ácido cacutánico ó tanino del catecú; ácido quinotánico ó tanino de las quinas, ácido cafeotánico ó tanino del café, etc. El primero de estos cuerpos es el mas conocido.

603. Ácido quercitánico. Se halla con mas abundancia en las nueces de agalla y corteza de encinas jóvenes; se obtiene en masa amorfa, blanca ó amarillenta, análoga á la goma; forma la mayor parte de la tintura de nuez de agallas. Este ácido goza de propiedades particulares que le dan una gran importancia en las artes.

a) Forma con las sales de sexquióxido de hierro un precipitado negro, el tannato de hierro (285): así se emplea el tanino para el teñido de los tejidos en negro ó gris, fabricacion de la tinta, etc.

b) Del mismo modo que los demas ácidos tánicos, forma

con la piel de los animales una combinacion que se hace insoluble en agua é imputrescible, el cuero; de aquí el enorme consumo de las cortezas ricas en tanino en las fábricas de curtidos, y el nombre de tanino aplicado á la sustancia activa.

604. ÁCIDO GÁLICO. Expuesto al aire el ácido tánico en disolucion, se transforma en dos nuevos ácidos; el *ácido gálico* y el *ácido elágico*. Estos ácidos, de los que el último es insoluble en agua, se encuentran en las tinturas antiguas de nuez de agalla, así como en la tinta. El ácido gálico es soluble en agua y cristaliza en agujas blancas ó en prismas; forma, como el ácido tánico, un precipitado negro con las sales de sexquióxido de hierro; pero no ejerce accion sobre las pieles. El ácido gálico se transforma por el calor en *ácido pirogálico*, cristalizado por sublimacion en hermosas agujas blancas; este ácido es soluble en agua; puesto en contacto con una solucion alcalina, atrae rápidamente el oxígeno del aire y se transforma en una materia parda. Se emplea hoy mucho en fotografía para desarrollar la imágen producida por la luz.

605. MATERIAS CURTIENTES. Las principales materias empleadas en el curtido ó en tintorería por su riqueza en tanino son:

a) La nuez de agalla. Las nueces de agalla se forman en las hojas de encina despues de la picadura de un insecto. Las mas ricas en tanino son las de Asia Menor (nuez de Alepo), y despues las de Morea. Las nueces de agalla de Italia, Hungría y Provenza, son mucho menos ricas en tanino, y rara vez llegan á la madurez.

b) La nuez de China. Esta sustancia, que contiene hasta 70 por 100 de ácido tánico, forma desde hace poco tiempo un artículo de comercio: se presenta en masas tuberculosas cerradas, de color gris rojizo (formadas de la savia de un árbol por la picadura de un pulgon).

c) El *catecú*, se extrae en las Indias de la *mimosa catechú*, y llega á nosotros en masas pardas casi exclusivamente formadas de ácido tánico; se emplea mucho en la tintorería é

impresion de tejidos, para obtener colores parduzcos; sirve alguna vez para el curtido de los cueros.

d) El *kino*, extracto pardo negruzco de un árbol de las Indias.

e) El *zumaque*, formado por las hojas pulverizadas de muchas especies de *Rhus*; muy importante para la tintorería.

f) El *divi-divi*, formado por las cubiertas de las semillas de una planta de Africa.

g) El *bablach*, cubiertas de las semillas de una especie de mimosa de las Indias.

h) Las *cortezas de granada*, *corteza verde de nuez*, *etc.*

i) Las cortezas de algunos árboles, tales como el roble, aliso, abedul, sauce, pino, etc.

606. ÁCIDOS MENOS ESPARCIDOS. Los ácidos de que acabamos de hablar, ademas de los tártrico, oxálico y acético, estudiados anteriormente, son los mas esparcidos. Hay ademas otros que son peculiares á algunos vegetales, á ciertas sustancias del reino vegetal ó del animal, ó que se producen con el auxilio de ellas. Tales son:

El *ácido succínico*, en el succino; forma cristales blancos que se volatilizan por el calor. El ácido succínico se produce en la oxidacion del ácido esteárico, así como por la transformacion del ácido málico en la fermentacion de las bayas del serval; se producen tambien pequeñas cantidades en la fermentacion alcohólica del azúcar.

El *ácido benzóico*, en el benjuí. Este ácido forma cristales blancos volátiles; se produce á la larga en un gran número de aceites esenciales. La esencia de almendra amarga se transforma completamente en ácido benzóico cristalizado, absorbiendo oxígeno del aire. Se puede igualmente transformar en ácido benzóico la populina, así como el ácido hipúrico, que se encuentra en la orina de los caballos y las vacas.

El *ácido cinámico*, en la esencia de canela antigua, en el estoraque y el bálsamo del Perú; forma cristales blancos.

El *ácido eugénico*, en la esencia de clavo; forma un líquido oleoso.

El *ácido subérico*, se obtiene hirviendo el corcho ó los ácidos grasos con el ácido nítrico.

El *ácido fumárico*, en la fumaria y el líquen de Islandia; se forma cuando se calienta el ácido málico.

El *ácido celidónico*, en la celidonia.

El *ácido mecónico*, en el opio.

El *ácido quínico*, en la corteza de quina.

El *ácido láctico*, (Véanse 456, 515, 632).

El *ácido valeriánico*, (Vease 519).

El *ácido butírico*, (Véase 515).

El *ácido fórmico*, (Véase 518).

El *ácido úrico*, *ácido hipúrico*, (Véase 662, 664).

XVI.—Sustancias minerales de los vegetales.

Cenizas.

607. CENIZAS DE LAS PLANTAS. Si se examina la composicion de los principios inmediatos de las plantas estudiados hasta ahora, se ve que casi todos están compuestos de tres elementos (C, H, O) ó de cuatro (C, H, O, N). Los cuerpos *organógenos*, carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, deben, pues, ser considerados como la base del reino vegetal y del reino animal. Despues de estos, los cuerpos que están mas esparcidos son el azufre y el fósforo, porque entran en la constitucion de las materias protéicas, que no faltan en planta alguna; sin embargo, estos cuerpos por sí solos no bastan para formar un vegetal; de otro modo las plantas se consumirian por la incineracion. Por consiguiente, toda planta que se quema deja un resíduo fijo; contiene independientemente de las sustancias orgánicas, otras no combustibles de orígen

mineral. Estas sustancias minerales que quedan despues de la combustion han recibido el nombre de *cenizas*.

608. DIVERSIDAD DE LAS CENIZAS VEGETALES. El nombre de ceniza es tan indeterminado como el de humus; se ha dado á todas las sustancias orgánicas en via de descomposicion y que han adquirido un color pardo ó negro: se emplea para designar las materias minerales, residuo de la combustion de las materias orgánicas. Un exámen, aun superficial, basta para hacer ver que existe una diferencia no solo en cantidad sino en calidad, entre las tres cenizas mas conocidas; de madera, de turba y de hulla. Las cenizas suministradas por las diferentes especies de hullas, lignitos ó turbas, difieren tambien entre sí, tanto bajo el punto de vista de la cantidad, como de la composicion. Entre estos combustibles hay algunos que apenas dejan mas cenizas que la madera; otros que dan 10, 20 y aun 30 por 100 de su peso. La ceniza de madera contiene una fuerte proporcion de sales alcalinas, y forma con el agua una lejía alcalina; las cenizas de los demas combustibles no contienen sino una pequeña cantidad de estas sales; pero en general son ricas en yeso, arcilla y arena. Las sustancias alcalinas de las cenizas de madera empleadas como abono, hacen soluble la sílice del terreno y ejercen tambien una accion marcada en la vegetacion de los cereales. Las cenizas de turba son tambien con frecuencia muy eficaces; á veces contienen $\frac{3}{4}$ de su peso de yeso. Este yeso contribuye á la fijacion del amoniaco en el terreno á la vez que suministra á las leguminosas el azufre que necesitan. Las cenizas de hulla suelen alguna vez fundirse por el calor producido en la combustion: ofrecen entonces una pequeña superficie á la accion del aire, y ademas el yeso que pudieran contener ha sido, por lo general, descompuesto por la arcilla y sílice, con cuyos cuerpos se ha combinado la cal para formar una verdadera escoria. Estas cenizas son muy útiles para asegurar los caminos, porque se hidratan poco á poco y concluyen por formar una masa compacta. Existen diferencias notables entre las cenizas de las diversas plantas, y aun entre las diferen-

tes partes de un mismo vegetal: el siguiente cuadro puede dar una idea de esto.

Nombres de las sustancias.	Cenizas suministradas en 100 partes.	Proporcion de la parte soluble de las cenizas.
Leño de encina.	2 á 4	$^1/_5$
Corteza de encina.	5 á 6	$^1/_{12}$
Hojas de encina en primavera. . .	5	$^1/_2$
» » en otoño. . . .	5,5	$^1/_6$
Patatas secas.	8 á 9	$^1/_5$
Epidérmis seca de las patatas. . .	15	$^1/_{25}$ á $^1/_{15}$
Trigo.	2 á 3	$^1/_2$
Paja de trigo.	4 á 6	$^1/_{10}$ á $^1/_5$

Está, pues, fuera de duda que en los vegetales la proporcion de cenizas y su composicion no varían solamente de una planta á otra, sino tambien en las diferentes partes de una misma planta, y tambien segun las épocas. La proporcion en general es mayor en los órganos que están en crecimiento, como las hojas y ramos nuevos, sobre todo para las sustancias solubles.

609. COMPOSICION DE LAS CENIZAS VEGETALES. El análisis de un gran número de cenizas ha hecho ver que principalmente están compuestas de potasa, sosa, cal, magnesia y óxido de hierro, combinados con el ácido carbónico, sílice, ácido fosfórico, ácido sulfúrico y cloro. Entre estos compuestos los hay:

a) Solubles en agua: las sales alcalinas (á base de potasa ó sosa).

b) Solubles en el ácido clorhídrico diluido: las sales térreas (cal, magnesia y óxido de hierro).

c) Uno que es insoluble en el agua y en el ácido: la sílice.

Para investigar aproximadamente cuál es el órden de estos compuestos segun su cantidad en una ceniza, basta tratarla primero por agua, pesar el residuo seco y tratar este por el ácido clorhídrico diluido.

610. ESTADO DE LAS SUSTANCIAS MINERALES DE LAS PLANTAS.

Las sustancias minerales en las plantas vivas, se hallan en un estado muy diferente del que se las obtiene en las cenizas: el azufre hace parte de las materias albuminosas; las bases se hallan al estado de sales con los ácidos orgánicos. Estas sales se descomponen en la incineracion y se transforman en carbonatos (carbonatos de potasa, sosa, cal), como se ha visto para el tartrato y oxalato de potasa (194, 197); tambien todas las cenizas vegetales hacen efervescencia con los ácidos. El azufre, que no estaba al estado de sulfato, se transforma en ácido sulfuroso, que se desprende; una parte puede tambien transformarse en ácido sulfúrico y combinarse con las bases.

611. OBJETO DE LAS MATERIAS MINERALES EN LAS PLANTAS. Cuando se ha estudiado el ácido fosfórico y la sílice (176, 183), potasa y cal (214, 240), hemos insistido en este principio; que estas sustancias introducidas en el terreno favorecen mucho la vegetacion, y que una planta que no encontrase en la tierra suficiente cantidad de sales alcalinas, cal, ácido fosfórico ó sílice, no podria adquirir un desarrollo normal. La presencia de las materias minerales en todos los vegetales debe conducir á esta conclusion; que todas las plantas exigen cierta cantidad de estas materias para desarrollarse, y no podrian prosperar si les faltara una ó varias de estas sustancias. Es probable que las bases, como la potasa y la cal, hagan en la vegetacion un papel análogo al que hacen en la nitrificacion: provocan la formacion de los ácidos orgánicos, con los que se combinan. En la maduracion se transforman los ácidos en cuerpos neutros, tales como el almidon, azúcar, goma, etc., porque muchos órganos vegetales, principalmente los frutos, pierden su sabor ácido por la madurez y se vuelven farináceos, azucarados ó gomosos.

Para investigar las materias minerales que son necesarias á una planta, basta incinerar una en su desarrollo normal y hacer el análisis de sus cenizas: la *planta exige para su desarrollo las mismas sustancias que se han encontrado en sus cenizas.* Haciendo la misma investigacion en el terreno, podrá reconocerse cuáles son las sustancias que contiene ya, y cuáles hay

necesidad de proporcionarle para hacerle á propósito para el cultivo de la planta en cuestion.

612. COMPOSICION DEL TERRENO DE LABOR. La tierra fértil, es decir, la capa superficial del globo en que las plantas germinan y desarrollan sus raices, está compuesta de dos partes distintas: una *mineral*, formada de sustancias que pertenecen al reino inorgánico (sílice, silicatos, fosfatos, carbonatos, sulfatos: de alúmina, cal, magnesia, potasa, sosa, óxido de hierro); otra *orgánica*, formada del detritus de las sustancias vegetales y animales (humus). El terreno en que se completa la vegetacion está principalmente formado de sustancias minerales mas ó menos divididas, tal como se encuentran formadas con el transcurso del tiempo por la descompocion de las rocas (265). Esta descomposicion no se interrumpe; se continúa en el terreno, y con tanta mas rapidez cuanto mas accesible es el terreno al aire y á la humedad (labores, barbechos, etc.); no existe solamente una division mayor del terreno; hay una verdadera descomposicion durante la cual las sustancias como la potasa, sosa, cal, etc., que se encontraban empeñadas en combinaciones insolubles, se hacen solubles y susceptibles de ser absorbidas por las raices, es decir, *asimilables*. Todo aquello que favorece la descomposicion de las sustancias minerales, como el desterronado (258), encalado (240) ó el riego con aguas aciduladas (173, 186), etc., favorece á la vez la vegetacion.

Las *materias orgánicas* contenidas en el terreno tienen siempre un color pardo ó negro; desígnase generalmente con el nombre de humus (444). En parte están formadas por la descomposicion de las hojas y plantas enterradas; en parte por la de abonos vegetales y animales. Se ha visto ya que estas materias se transforman poco á poco en ácido carbónico, amoniaco y agua, y contribuyen por esta razon al desarrollo de las plantas. Ejercen todavía otra accion favorable á la vegetacion: su color subido determina un aumento de temperatura en el terreno, mas considerable bajo la influencia de los rayos solares; hacen ademas á la tierra mas

porosa, mas permeable á los agentes atmosféricos, y aceleran la descomposicion de las materias minerales, por el ácido carbónico que producen.

XVII.—Nutricion y desarrollo de los vegetales.

613. El *carbono*, *hidrógeno*, *oxígeno* y *nitrógeno*, son los cuatro cuerpos de que la naturaleza se vale para formar las materias orgánicas, vegetales y animales del globo, asociándose á ellos el *azufre* y el *fósforo*, y una pequeña cantidad de algunas otras sustancias inorgánicas. No se conocen sino muy imperfectamente los fenómenos que tienen lugar en el interior de las plantas; conócense mejor las condiciones en que se producen, y los orígenes en donde los vegetales adquieren los alimentos que dan lugar á estos fenómenos. Nadie ignora que el sol, el agua, el aire, el calor y la luz, son indispensables al desarrollo de las plantas; pero investigaciones químicas recientes, y muy en especial las de Th. Saussure, Boussingault y Liebig, han dado á conocer las sustancias que las plantas toman del aire y del terreno para completar su vegetacion.

Plantas silvestres.

Praderas, bosques, etc.

614. ALIMENTOS DE LAS PLANTAS. Las plantas reciben sus alimentos en parte por las raices, en parte por las hojas; de aquí se deduce que no pueden absorberlos sino al estado líquido ó al estado gaseoso, porque solo en estos dos estados las sustancias son susceptibles de penetrar á traves de los poros mas delicados de las raices y hojas. Las plantas toman su oxígeno é hidrógeno del agua; su carbono del ácido carbónico; su nitrógeno del amoniaco y ácido nítrico; y las materias inorgánicas, del terreno. El agua, ácido carbónico, amoniaco y ácido nítrico, unidos á una corta cantidad de ma-

teria mineral, constituyen los alimentos de los vegetales. Disueltos estos cuerpos en una gran cantidad de agua, penetran por las espongiolas en la planta, en donde se mezclan á las sustancias orgánicas ya elaboradas, recorren bajo la forma de savia todas las partes del vegetal, y determinan su desarrollo.

Movimiento de la savia. Endósmosis. Se ha preguntado en virtud de qué fuerza la savia sube en los vegetales, alguna vez á la altura de 50 metros, hasta las copas mas elevadas de los árboles, y todavía no ha sido contestada esta pregunta satisfactoriamente. En otras épocas se atribuia la ascension de la savia á la capilaridad (106); la disposicion de las células y fibras parecia favorable á esta hipótesis, é investigaciones recientes permiten formarse idea de la fuerza capilar en los cuerpos porosos. Hoy, sin embargo, se atribuye la ascension y la circulacion de la savia principalmente, á una fuerza particular, la endósmosis, cuyo pequeño aparato (figura 212) podrá hacer comprender el fenómeno.

Experiencia. A una de las extremidades de un tubo de vidrio de 5 milímetros próximamente de diámetro se ata un pedazo de vejiga, sumergida algun tiempo antes en agua, con objeto de darle flexibilidad.

Se sujeta el tubo á una cartulina para suspenderle por la extremidad, preparada del modo dicho, en un frasco que contenga agua, de tal modo que la vejiga se encuentre á uno ó dos centímetros del fondo. Se introduce agua en el tubo hasta que esté al nivel de la del frasco, y se añade una pequeña cantidad de sal. Al poco tiempo el líquido se eleva en el interior del tubo á una altura variable *a b* por cima del nivel del agua del frasco: se ha introducido, pues, el agua en el tubo á traves de la vejiga. Si al agua del frasco se añade proporcionalmente tanta sal como el agua contenida en el tubo, no hay cambio alguno de nivel; pero si se añade mas, guardando la proporcion, entonces el nivel desciende una cantidad indeterminada *b a* por bajo del agua del frasco, que se eleva ligeramente. El paso del agua pura al

agua salada, ó el de una agua menos salada á otra que lo es mas, ha recibido el nombre de endósmosis; su accion es bastante enérgica para hacer pasar inmediatamente el líquido á traves de la vejiga, lo que de otro modo no tendria lugar, ó al menos se verificaria con extraordinaria lentitud. El paso continúa, mientras los dos líquidos se hallan desigualmente saturados, á uno y otro lado de la piel de vejiga. Este fenómeno no solo se presenta con la sal marina, sino con otras muchas sales y sustancias solubles, tales como el azúcar, goma, etc.; tiene tambien lugar entre líquidos diferentes, por ejemplo el alcohol y el agua, como veremos despues en experiencias hechas en el mismo aparato.

Las membranas vegetales, compuestas de celulosa que constituye el cuerpo de las plantas, obran en este caso cómo las membranas animales. Se puede, pues, explicar del modo siguiente la ascension de la savia: las hojas evaporan una gran cantidad de agua; la savia se concentra en su interior: se produce, por consiguiente, endósmosis de las células exteriores de las hojas á las interiores, de estas á otras con las que se encuentran en contacto, y así sucesivamente, hasta las raices, que tambien absorben por endósmosis el agua de la tierra con que se hallan en contacto. Segun esta hipótesis, la savia se elevaria en los vegetales de célula á célula por una accion endosmósica. Esta accion no explica, sin embargo todavía muchos fenómenos que se producen en la ascension de la savia.

Vamos á dar las siguientes noticias sobre los alimentos de las plantas.

a) Agua. El agua suministra á las plantas el oxígeno y el hidrógeno. Los vegetales absorben el agua: en el terreno, al estado líquido, por las raices; y en la atmósfera, al estado de vapor, por las hojas. El agua sirve ademas en las plantas de vehículo para disolver y transportar las materias que concurren á la produccion de la parte sólida del vegetal, formada en su totalidad á espensas de la savia.

b) Acido carbónico. El ácido carbónico es el orígen del carbo-

no de las plantas. Las hojas absorben la mayor parte del ácido carbónico fijado por las plantas; lo toman del aire, el cual siempre recibe nuevas cantidades por la combustion, la putrefaccion, respiracion y otros manantiales que ya hemos indicado (167). Las raices absorben ademas ácido carbónico en el terreno, donde constantemente se forma, así como el agua, por la descomposicion del humus (444). Las plantas jóvenes, cuyo conjunto foliáceo aún no se ha desarrollado, toman principalmente del terreno el ácido carbónico para asimilar carbono. La experiencia siguiente hace ver la transformacion experimentada por el ácido carbónico en un vegetal vivo.

Descomposicion del ácido carbónico por las plantas. Experiencia. Se llena un embudo de hojas frescas; se invierte y se coloca en un vaso muy ancho y lleno de agua de pozo á la altura del embudo, cuya extremidad superior se tapa despues (fig. 213). Cuando el embudo se ha tapado se hace salir cierta cantidad de agua del vaso y se expone al sol. Al momento se cubren las hojas de gran cantidad de pequeñas burbujas que aumentan y se reunen en la parte superior del embudo. Luego que el líquido interior ha adquirido el mismo nivel que el que rodea al embudo, se destapa este y se introduce una cerilla, que solo presenta un punto en ignicion; se inflama como lo haria en el oxígeno: el gas desprendido es en efecto el oxígeno, procede del ácido carbónico que estaba en disolucion en agua, y que ha sido descompuesto por las hojas bajo la influencia de la luz solar: se ha fijado el carbono y se ha puesto en libertad el oxígeno. *Bajo la influencia de la luz solar las partes vegetales de las plantas absorben el ácido carbónico y desprenden oxígeno.*

Experiencia. Si se repite la misma experiencia sustituyendo el agua de Seltz ó agua gaseosa al agua ordinaria, el oxígeno se desprende con mas rapidez y en mayor cantidad, atendida la riqueza en ácido carbónico del agua.

Las plantas están compuestas principalmente de sustancias ternarias, tales como la celulosa, almidon, goma, mu-

cílagos, azúcar, etc., que pueden formarse con el auxilio del ácido carbónico, CO^2, y del agua, HO, si los elementos de esta se combinan con el carbono del ácido carbónico. En este caso el oxígeno del ácido carbónico debe necesariamente quedar en libertad.

El ácido carbónico = carbono, oxígeno,
el agua = hidrógeno, oxígeno,
forman: hidrógeno, oxígeno, carbono + oxígeno,

Celulosa, almidon, goma, azúcar, etc. (queda libre).

c) Amoniaco. El amoniaco suministra á las plantas su nitrógeno. Cuando se descomponen las sustancias animales y vegetales, su nitrógeno se transforma en amoniaco NH^3, y su carbono en ácido carbónico: estos dos cuerpos se combinan y producen una sal volátil que se esparce en el aire. El carbonato amónico del aire es absorbido en parte por la arcilla (254), en parte por el humus ó mantillo del terreno (444); el resto es arrastrado por las aguas meteóricas del suelo ó que pueden las plantas absorber.

Cuando las materias orgánicas se descomponen en el terreno, cerca de las raices de las plantas, estas absorben el amoniaco á medida que se forma. Tal vez el nitrógeno del aire encerrado en el terreno se encuentre en contacto con las materias en putrefaccion, y se transforme en parte en amoniaco que sea útil en la vegetacion.

Por ultimo, es evidente que las plantas pueden tomar todo el nitrógeno que necesitan del ácido nítrico, de los nitratos que siempre se encuentran en mayor ó menor cantidad en el terreno.

No se sabe todavía cómo es asimilado por las plantas el nitrógeno; pero parece probable que es del amoniaco de donde proceden las materias nitrogenadas, tales como la albú-

mina, el glúten, caseina, bases orgánicas, etc., elaboradas por las plantas. Asi:

El ácido carbónico= carbono, oxígeno;
el agua =hidrógeno, oxígeno;
y el amoniaco=nitrógeno, hidrógeno;
formarán: nitrógeno, hidrógeno, oxígeno, carbono+oxígeno.

Albúmina, glúten, caseina, bases orgánicas, etc.+oxígeno.

El ácido carbónico, agua y amoniaco, contienen, pues, todos los elementos (carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno) necesarios para la produccion de todas las partes de un vegetal; y las sustancias animales y vegetales, descomponiéndose, se transforman todas en ácido carbónico, agua y amoniaco. Lo que en este caso parece ser una destruccion no es en realidad mas que una transformacion; no ha sucedido otra cosa que la alteracion de la forma; pero no han cambiado los elementos, y de los productos de esta putrefaccion se originan todos los vegetales que cubren el globo.

d) Materias minerales. Las plantas encuentran en el terreno y en el agua de que está impregnado las sustancias minerales indispensables para su desarrollo. Los fenómenos químicos se suceden sin interrupcion en la tierra vegetal; las materias orgánicas entran en putrefaccion, al mismo tiempo que las minerales experimentan una alteracion que hace una parte de sus elementos solubles y susceptibles de ser absorbidos por las plantas. La descomposicion de las rocas no tiene lugar solamente en la tierra cultivable; se verifica en toda la superficie del globo: las aguas de lluvia arrastran las materias solubles que forman las sales contenidas en las aguas de fuente y de rio, de donde las plantas pueden extraer tambien una parte de su materia mineral. El aire mismo contiene una pequeña cantidad de materias inorgánicas que son arrastradas en la volatilizacion del agua del mar ó por los vientos fuertes, ó bien de la tierra con el polvo. El análisis

ha demostrado que las aguas meteóricas arrastran estas materias hacia el terreno ó que pueden concurrir á la nutricion de las plantas. No será extraño, por lo tanto, encontrar en plantas que crecen sobre rocas algunas sustancias minerales, sal marina, por ejemplo, que la roca no contiene. Hemos dicho en el capítulo anterior qué clase de transformacion experimentan estas sustancias en las plantas. Es importante no olvidar este hecho: que una planta no puede adquirir todo su desarrollo si no recibe todas las sustancias de que se ha hecho mencion en *a*, *b*, *c*, *d*. De la misma manera que el hombre cesa de vivir cuando el aire (el oxígeno), el agua ó cualquier otra de estas sustancias necesarias le falta; que un reloj se para si se le quita una de sus ruedas, la planta asimismo no puede llegar á su completo desarrollo faltándole alguno de sus alimentos.

Plantas cultivadas.

615. AUMENTO DE LA PRODUCCION VEGETAL. Un animal nutrido con buenos alimentos adquiere un buen desarrollo; si, por el contrario, estos alimentos son insuficientes y de mala calidad, enflaquece y se desarrolla mal. Lo mismo absolutamente sucede respecto de las plantas: si encuentran en el terreno y en el aire en suficiente cantidad todos los alimentos necesarios para su desarrollo, producen mas ramas, hojas, flores y frutos, que si no se cumpliera esta condicion. El único medio de hacer producir á la tierra el máximum de sustancia vegetal con el auxilio de las plantas que se cultivan en ella, consiste en suministrarles en cantidad suficiente todas las sustancias necesarias para su desarrollo. Esto se consigue con el auxilio de los abonos.

616. MATERIA ORGÁNICA DE LOS ABONOS. La naturaleza satisface las necesidades de las plantas y les proporciona los alimentos necesarios, el agua, ácido carbónico, amoniaco, de un modo permanente con el auxilio de la lluvia, del rocío, de la putefraccion de las sustancias orgánicas, y el concurso del hombre, por medio de los fenómenos de respiracion y

combustion. La atmósfera contiene siempre una cantidad considerable de estas sustancias; y si por una parte son constantemente absorbidas por los vegetales, por otra los fenómenos que las producen jamas se interrumpen. El aire puede, pues, bastar á la alimentacion de un vegetal al que suministra el suelo las materias minerales necesarias. En estas condiciones, sin embargo, las plantas quedan mezquinas ó crecen con una extraordinaria lentitud. Se llega con mas rapidez á conseguir una vegetacion mas lozana, dando á las plantas alimentos que puedan absorber por las raices, al mismo tiempo que los absorban por las hojas. Como todas las sustancias vegetales y animales dan por su descomposicion *agua*, *ácido carbónico* y *amoniaco*, parece natural que estas sustancias, colocadas en el suelo húmedo, favorezcan la vegetacion por los productos de su descomposicion. Sin embargo, de este modo no se explica sino en parte la influencia que tienen sobre la vegetacion las materias animales y vegetales, tales como el estiércol, la orina, rasuras de cuerno, polvo de huesos, guano, paja, hojas, etc., y el humus que se forma de estas sustancias. Debe considerarse, en la parte orgánica de los abonos, el *nitrógeno* como elemento principal, porque si por un lado es indispensable para la vegetacion, por otro es el que da la naturaleza con menos abundancia.

617. MATERIAS MINERALES DE LOS ABONOS. La transformacion por un vegetal de los productos de la descomposicion de la sustancia orgánica no puede tener lugar sino con el concurso de algunas materias minerales. La germinacion se efectúa en un terreno privado de materias inorgánicas asimilables; pero el crecimiento de la planta no va mas léjos de lo que permite la escasa cantidad de materias minerales contenidas en la semilla. La naturaleza tambien auxilia aquí la existencia de las plantas, por medio de la alteracion incesante de las sustancias minerales que constituyen el suelo. Sin embargo, los cuerpos producidos de este modo distan mucho de bastar cada año para obtener una abundante cosecha: es necesario restituir al terreno aquellos que le han sido sus-

traidos por las recolecciones anteriores, con objeto de mantenerle en un estado constante de fertilidad. Se obtiene este resultado añadiendo al terreno potasa, sosa, cal, ácido fosfórico, en un estado fácilmente asimilable, bajo la forma de cal, yeso, marga, arcilla calcinada, cenizas de huesos, carbon animal, cenizas de madera, sal marina, etc., ó en disolucion en el agua de riego, ó por último, asociadas á las materias orgánicas como en la mayor parte de los abonos. Las sales solubles que contienen los alimentos de los herbívoros son expelidas por la orina; las insolubles por los excrementos; es pues racional admitir que las deyecciones de un animal alimentado con avena serán el mejor abono para el crecimiento de esta planta; las de un animal alimentado con guisantes, trébol, patatas, el abono mas favorable á los guisantes, trébol y patatas. Los abonos orgánicos tienen por consiguiente un doble efecto sobre la vegetacion, por su materia orgánica y las sustancias minerales que contienen.

Rotacion de las cosechas. Como todas las plantas no absorben las diferentes sustancias minerales en la misma proporcion; que unas, por ejemplo, absorben mas potasa, otras mas cal, ó ácido fosfórico, ó sílice, es conveniente alternar los cultivos de manera que no se sucedan inmediatamente en un mismo terreno plantas que absorban una gran proporcion de la misma sustancia: plantas ricas en potasa, por ejemplo, ó en cal, ó ácido fosfórico, etc. Se puede de este modo, sin adicion de abonos, hacer todavía muchas recolecciones en un terreno estéril para una especie de plantas, siempre que sea bastante rico en principios nitrogenados asimilables (214).

618. IMPORTANCIA DE LOS CONOCIMIENTOS QUÍMICOS EN AGRICULTURA. De todo lo que antecede se deduce que solo la química puede enseñar al agricultor la composicion de su tierra, la de las plantas que desea cultivar en ella, y de las sustancias que deberá colocar para que la planta confiada á esta tierra encuentre todo lo que necesita. Por consiguiente, es muy provechoso al agricultor familiarizarse con una ciencia que le ha de servir de guia en sus ensayos prácticos.

RESÚMEN GENERAL DE LAS SUSTANCIAS VEGETALES.

1.° Mientras una planta está dotada de vida, se produce en ella un movimiento contínuo, una constante absorcion de sustancias líquidas y gaseosas, que transforma y expele una parte bajo la forma gaseosa ó líquida. Cuando estas sustancias faltan, la planta muere; se consideran, por consiguiente, como sus alimentos.

2.° Estas sustancias que forman parte de las combinaciones inorgánicas son:

a) Una combinacion de oxígeno é hidrógeno, el agua;

b) Una combinacion de carbono y oxígeno, el ácido carbónico;

c) Una combinacion de nitrógeno é hidrógeno, el amoniaco; ó una combinacion de nitrógeno y oxígeno, el ácido nítrico;

d) Bases y ácidos inorgánicos, sales.

3.° Con estas sustancias se forma la savia de las plantas, que sirve para producir sus órganos, así como el sinnúmero de sustancias que en ellas se hallan.

4.° Las sustancias vegetales no están todavía suficientemente conocidas, ni bastante estudiadas, para que puedan agruparse con órden. Generalmente se dividen:

I. Segun su difusion en el reino vegetal:

a) En sustancias que se encuentran en casi todos los vegetales, como la celulosa, almidon, azúcar, goma, mucílagos, cuerpos grasos, algunos ácidos, clorofila, materias albuminóideas, etc.

b) En sustancias especiales á algunos géneros ó especies, como las materias extractivas, colorantes, esencias, resinas, algunos ácidos, bases orgánicas, etc.

II. Segun sus *caractéres químicos*:

a) En ácidos vegetales;

b) En bases vegetales;

c) En sustancias vegetales neutras.

Las sustancias vegetales neutras predominan en los vegetales y en los animales; las combinaciones ácidas y básicas, en el reino mineral.

III. Segun su composicion:

a) En sustancias *no nitrogenadas*:

a) Ricas en oxígeno, como los ácidos orgánicos, etc.

b) Ricas en hidrógeno, como los cuerpos grasos, esencias, resinas, etc.

c) Ricas en carbono, como la celulosa, almidon, azúcar, goma, mucílagos, etc.

b) En sustancias *nitrogenadas*, como las bases orgánicas, algunas materias colorantes, etc.

c) En sustancias *nitrogenadas y sulfuradas*, como la albúmina, glúten, caseina, etc.

Las sustancias no nitrogenadas predominan en el reino vegetal; las nitrogenadas y sulfuradas, en el reino animal.

5.° Las sustancias orgánicas elaboradas por los vegetales pueden ser descompuestas y transformadas de distintas maneras en cuerpos nuevos; como ejemplo de transformaciones pueden citarse:

a) Por *oxidacion*:

a) En la combustion al aire libre (ácido carbónico, agua, nitrógeno).

b) En la combustion lenta (humus, ácido carbónico, agua, amoniaco, acidificacion de los líquidos alcohólicos y otras sustancias orgánicas, blanqueo al aire, etc.).

c) Por la simple exposicion al aire (desecacion ó resinificacion de los cuerpos grasos, resinificacion de los aceites esenciales, etc.).

d) En la evaporacion (coloracion parda de los extractos, etc.).

e) Por la accion del ácido nítrico, ácido crómico, bióxido de manganeso, óxido cúprico y otros cuerpos muy oxigenados (transformacion del azúcar en ácido sacárico, ácido oxálico, transformacion de la glucosa por el óxido de cobre, etc.)

b) Por la *reduccion* (transformacion del índigo azul en índigo blanco).

c) Por una pérdida de *hidrógeno* (blanqueo por el cloro).

d) Por una pérdida de hidrógeno y oxígeno (transformacion del alcohol en éter é hidrógeno bicarbonado, del ácido oxálico en óxido de carbono y ácido carbónico, por medio del ácido sulfúrico y carbonizacion de la madera por este mismo ácido).

e) Por la union con el ácido sulfúrico (ácidos sulfindigótico, sulfolígnico, etc.).

f) Por la combinacion con el ácido nítrico (algodon-pólvora).

g) Debidas á la combinacion con el ácido sulfuroso (blanqueo por el ácido sulfuroso).

h) Debidas á una combinacion con el hidrógeno y oxígeno (putrefaccion de las sustancias vegetales al abrigo del contacto del aire; por ejemplo, debajo del agua, en donde se forma ácido carbónico, hidrógeno protocarbonado, agua, amoniaco, cieno, turba, lignito, hulla; transformacion del almidon ó azúcar en ácido láctico, etc.).

i) Por el calor fuera del contacto del aire (carbonizacion ó destilacion seca de la madera, de la hulla, grasas, ácidos, etc.; en la cual se transforman en ácido carbónico, hidrógenos carbonados, gas del alumbrado, agua, ácido acético y ácidos empireumáticos, amoniaco, brea ó aceite mineral y pez, creosota, carbon de madera, coke, etc.).

k) Bajo la influencia de *un cuerpo en descomposicion ó fermento* (fermentacion alcohólica; es decir, transformacion del azúcar en alcohol y ácido carbónico por la levadura, transformacion del azúcar en ácido láctico, despues en ácido butírico, por el queso, etc.).

l) Debidas á un cambio no explicado de un cuerpo en otro con quien es *isómero* (de la misma composicion); por ejemplo:

a) La transformacion del almidon en dextrina y azúcar por el ácido sulfúrico.

b) La transformacion del almidon en dextrina y azúcar por la diastasa.

c) La transformacion del almidon en dextrina por el calor.

d) La transformacion del azúcar de caña en azúcar incristalizable por una prolongada ebullicion en agua.

e) La coagulacion de la albúmina por el calor.

m) Debidas á la accion de las bases enérgicas sobre las sustancias vegetales:

a) La formacion del cianógeno (291);

b) La formacion del amoniaco (234);

c) La formacion del ácido nítrico (207);

d) La saponificacion de los cuerpos grasos (540).

n) Bajo la influencia de la luz solar (formacion de la clorofila, decoloracion de las materias coloreadas).

o) Por la accion de la corriente eléctrica (electroliso, transformacion del ácido acético en ácido carbónico y en metilo, etc.).

Estas son las principales transformaciones de las materias vegetales conocidas hasta ahora; pero cuyo número ilimitado aumenta todos los dias, porque precisamente esta parte de la química es hoy objeto de los mas activos estudios.

Sustancias animales.

619. VIDA ANIMAL. Los fenómenos químicos que se producen en los animales vivos son acaso mas misteriosos y complicados que los que se producen en las plantas. Puede dudarse que se verifiquen reacciones químicas en el cuerpo de los animales, porque se encuentran en ellos signos característicos de transformaciones químicas mucho mas sorprendentes que en los vegetales y minerales. ¿Existe, en efecto, transformacion mas sorprendente que la del huevo (albúmina y yema) en un pequeño pollo (carne, sangre, huesos, pluma, etc.), ó que la de la leche que constituye el alimento de muchos animales jóvenes en carne, sangre, etc.)? Ya hemos

dicho que las reacciones químicas solas son impropias para producir estas transformaciones; no son otra cosa mas que medios de que la naturaleza dispone de una manera misteriosa en la vida de los animales ó de las plantas para producir todas las formas vegetales y animales. Una de las principales diferencias entre animales y vegetales consiste en que los primeros *absorben oxígeno*, mientras que las plantas, por el contrario, le desprenden; ademas los animales se nutren exclusivamente de sustancias orgánicas, á excepcion del agua y algunas materias salinas.

620. PRINCIPIOS INMEDIATOS DE LOS ANIMALES. Las plantas están formadas principalmente de materias no nitrogenadas, compuestas de tres elementos; los animales, por el contrario, están formados de sustancias nitrogenadas y sulfuradas (sustancias protéicas), es decir, de combinaciones mas complejas. El agua y cuerpos grasos son casi los únicos compuestos binarios ó ternarios esparcidos en el reino animal; los demas, como la carne, piel, cartílagos, sangre, cabellos, cuerno, etc., son muy nitrogenados, con frecuencia ricos en azufre y fósforo. Un carácter propio de todas estas sustancias es el de ser incristalizables: las que pueden afectar formas regulares no se hallan en general mas que en los líquidos impropios para la asimilacion, ó que se han segregado; tales son la urea y el ácido úrico en la orina. La mayor parte de las sustancias animales examinadas al microscopio se presentan bajo la forma globular, que es la forma peculiar á las sustancias mas complejas de los seres organizados de escala superior, mientras que las formas regulares y angulosas predominan en el reino mineral. En el reino vegetal, que parece estar colocado como intermedio entre los dos primeros, se encuentra la forma globulosa en el almidon, levadura, etc.; las formas cristalinas en el azúcar, bases y ácidos vegetales, etc.

621. COMPOSICION ELEMENTAL DE LAS SUSTANCIAS ANIMALES. Los elementos que constituyen los principios inmediatos de los animales son exactamente los mismos que se han encon-

trado en el reino vegetal, principalmente el oxígeno, hidrógeno, carbono, nitrógeno, azufre, fósforo y cloro; entre los metales, la cal, magnesia, potasa, sosa y hierro. Todas estas sustancias son necesarias para la existencia y desarrollo de un animal. La composicion del huevo y de la leche pueden dar una idea de la forma con que deben ser absorbidas para poderse asimilar.

I.—Huevo.

El huevo de un ave está compuesto de tres partes; la cáscara, la clara y la yema.

622. CLARA DE HUEVO. La clara de huevo está compuesta de células en las que está contenida una sustancia ligeramente alcalina, casi exclusivamente formada de *albúmina*. Por la desecacion, el agua se evapora; queda una sustancia translúcida y córnea; esta albúmina desecada no forma mas que $\frac{1}{8}$ del peso primitivo de la clara de huevo; por incineracion deja cenizas formadas de sal marina, carbonatos, fosfatos y sulfatos sódico y potásico, fosfatos de cal y magnesia. Nadie ignora que la clara de huevo batida se transforma en una espuma ligera que se coagula por el calor. Esta última propiedad ha hecho emplearla para la clarificacion de líquidos, y principalmente de los jarabes de azúcar.

Experiencia. Se prepara una solucion de miel en agua tibia, á la que se mezcla un poco de clara de huevo, y despues se hierve. La albúmina se coagula, y arrastra consigo las sustancias extrañas en suspension en el líquido: la solucion clara se separa despues con facilidad de la albúmina coagulada por un filtro de lienzo.

La composicion de la clara de huevo es exactamente la de la albúmina vegetal (477). Entre las sustancias derivadas de la albúmina, las dos mas notables y que se obtienen bajo la forma cristalina, son la *tirosina* y la *leucina*.

623. YEMA DE HUEVO. La yema de huevo está compuesta de $\frac{1}{2}$ próximamente de agua, $\frac{1}{6}$ de albúmina y $\frac{1}{3}$ de materia

grasa en suspension en la albúmina, bajo la forma de gotitas amarillas. La yema de huevo se coagula por el calor, á consecuencia de su albúmina; se puede entonces extraer de ella la sustancia grasa, por una fuerte presion, ó por medio del éter. Esta sustancia grasa, de color rojo amarillento, es *fosforada*, como la grasa del cerebro. La yema de huevo incinerada deja cenizas cuya composicion es análoga á las cenizas de la clara: predominan en ellas las sales de potasa y fosfatos térreos; contienen ademas el óxido de hierro.

624. CÁSCARA DE HUEVO. *Experiencia.* Si se vierte ácido clorhídrico diluido sobre cáscaras de huevo, se disuelven con efervescencia, dejando solamente algunas pequeñas películas. El gas desprendido es el ácido carbónico, y la solucion contiene cal, como puede demostrarse con el auxilio del ácido sulfúrico, que precipita en ella el sulfato de cal. La composicion de la cáscara de huevo es, pues, análoga á la de la creta: está formada de *carbonato cálcico*, con un poco de fosfato cálcico y una sustancia orgánica.

En la cáscara de huevo hay pequeños poros á traves de los que puede penetrar el aire y determinar la descomposicion (putrefaccion) del huevo. Si se tapan estas aberturas, ya sea enterrando los huevos en ceniza, ya sumergiéndoles en una lechada de cal ó cubriéndoles de una capa de aceite, se conservan mucho mas tiempo, porque el aire ya no tiene acceso.

II.—Leche.

La leche está formada por una solucion de *caseina* y *azúcar de leche*, que mantienen en suspension glóbulos de grasa rodeados de una pelicula muy delgada; se distinguen fácilmente al microscopio; represéntanse bajo la forma indicada en la fig. 214. A estos glóbulos de grasa es en gran parte á lo que la leche debe su opacidad y aspecto análogo al de una emulsion.

625. GLÓBULOS GRASOS DE MANTECA. *Experiencia.* No po-

drian aislarse los glóbulos de grasa filtrando solamente la leche por papel: los poros de este son demasiado grandes para retenerlos; pero indirectamente se consigue del modo siguiente: se disuelven 40 gramos de sal de Glaubero y 1 próximamente de carbonato de sosa en 20 de agua, y se agita esta solucion con 20 gramos de leche fresca. Vertida esta mezcla sobre un filtro deja en él toda la materia grasa (crema, manteca) y pasa un líquido ligeramente opalino. La solucion salina no obra químicamente sobre la leche; su accion es puramente mecánica: transforma los glóbulos de grasa en masas mas compactas, que se separan fácilmente del líquido y quedan sobre el filtro.

626. CASEINA Y ALBÚMINA DE LA LECHE. *Experiencia.* Algunas gotas de ácido acético ó clorhídrico, añadidas al líquido filtrado, determinan la formacion de un precipitado blanco, la *caseina*, cuya formacion es idéntica á la de la caseina vegetal, y que, como ella, es coagulada por los ácidos. Un exceso de ácido redisuelve el precipitado, que es tambien soluble en los álcalis. La caseina pura es insoluble en agua; se disuelve, por el contrario, en la leche, de donde el ácido la precipita, saturando la base. La caseina forma parte de las sustancias protéicas: ademas del carbono, hidrógeno y oxígeno, contiene nitrógeno y un poco de azufre. Descompuesta por la potasa fundida, contiene las mismas sustancias que la albúmina: tirosina y leucina. La leucina se forma tambien en la putrefaccion de la caseina; se encuentra, por consiguiente, en el queso (630).

Albúmina de la leche. Experiencia. Si se hierve despues de filtrado el líquido en el cual ha precipitado la caseina, se separa todavía de ella una materia insoluble, pero esta vez en cantidad menor: es la *albúmina*, que siempre se encuentra en la leche, aunque en corta proporcion.

627. COAGULACION DE LA LECHE POR LA PRESION. *Experiencia.* Se prepara la presion digiriendo en corta cantidad de agua, por espacio de algunos dias, pedazos de *cuajar* de vaca (uno de los estómagos de la vaca) desecado. Si se añade una

cucharada de este líquido á medio litro ó un litro de leche mantenida á la temperatura de 40°, esta última se coagula bien pronto en una masa gelatinosa que se somete á la filtracion. El residuo que queda sobre el filtro es una mezcla de *caseina* y *glóbulos grasos*: dejándole escurrir ó esprimiéndole, se obtiene el queso graso (queso de Gruyere, de Holanda, Chester etc.).

Azúcar de leche ó lactina. Experiencia. El líquido filtrado obtenido en la experiencia anterior (suero) se despoja de su albúmina por ebullicion y se concentra hasta $\frac{1}{10}$ de su volúmen. Abandonado entonces al reposo, deposita el azúcar de leche bajo la forma de cristalitos duros é incoloros (473). Así es como se preparan grandes cantidades de azúcar de leche en Suiza. El suero no es otra cosa que una solucion de azúcar de leche en agua (con un poco de albúmina y algunas sales).

Acido láctico. Experiencia. En las aguas madres de azúcar de leche se coloca un poco de cuajada; expuesto el líquido en un sitio algo caliente, se hace muy ácido por la transformacion del azúcar de leche en ácido láctico (515).

628. COAGULACION DE LA LECHE POR LOS ÁCIDOS. *Experiencia.* La coagulacion de la leche, que la presion no produce sino con mucha lentitud, se obtiene instantáneamente si se añaden algunas gotas de un ácido á la leche calentada. En este caso el cuajo está formado por la caseina y materia grasa (queso y manteca) de la leche.

629. CREMA. *Experiencia.* Se llena de leche un frasco; se tapa y se expone invertido, por espacio de 24 horas, en un sitio en que la temperatura sea poco elevada. Al cabo de este tiempo el líquido se ha separado en dos capas; la inferior, azulada, está formada por la leche, cuyos glóbulos grasientos se separan, en razon de su densidad, para reunirse en la superficie, donde forman una capa amarillenta; la *crema*. Destapando el frasco con precaucion se puede separar la leche, que se escurre primeramente. Agitada la crema durante algun tiempo concluye por reunirse en una masa que consti-

tuye la manteca, sea porque la agitacion favorece la aglomeracion de los glóbulos grasos, ó porque destruye la película que se supone rodearles. Esta operacion se hace en grande en instrumentos particulares que han recibido el nombre de mantequeras. La leche que se hace escurrir contiene todos los principios de la leche ordinaria, menos la sustancia grasa.

Cremómetro. La calidad de la leche depende en gran parte de la cantidad de grasa que contiene. Se han ideado muchos aparatos para apreciar esta proporcion; pero todos dejan algo que desear por su exactitud. La figura 215 representa uno de los que se han empleado con mas frecuencia. Se llena de leche el aparato hasta el 0° de la escala, y se deja en reposo hasta que la crema haya ascendido. Anotando entonces la altura de la capa de crema en la graduacion, se deduce la proporcion de esta crema contenida en 100 partes de leche. Este instrumento, cuyo manejo es muy sencillo, puede emplearse con provecho por el agricultor (si se sirve siempre de él en las mismas condiciones) para apreciar la calidad de la leche segun la edad, la raza ó alimentacion de cada vaca. La leche de vaca de buena calidad contiene 4 ó 5 por 100 de manteca, y marca de 15 á 16° en el cremómetro. Por término medio contiene de 3 á 4 por 100 de caseina, 5 por 100 de azúcar de leche, y $^1/_2$ á 1 por 100 de materias salinas, ó sea 12 ó 14 por 100 de materia desecada. Todas las leches tienen una composicion análoga, con la diferencia en la proporcion de uno ú otro de los principios. La leche de vaca fresca tiene en general una reaccion débilmente alcalina, debida al bicarbonato sódico que se descompone en el momento de la ebullicion: se dice entonces que la leche sube.

Manteca. La manteca está formada de una grasa sólida (margarina) y una grasa líquida (oleina), como las materias grasas vegetales, cuyas propiedades posee (533). Contiene ademas una grasa particular líquida que ha recibido el nombre de *butirina*, y está formada de muchos ácidos grasos volátiles. Cuando la manteca húmeda y que contiene todavía un poco de caseum se expone al aire, una pequeña cantidad

de estos ácidos (ácidos butírico, capróico, etc.) se pone en libertad, y la comunican el olor desagradable y el sabor acre de la manteca rancia. Hirviendo muchas veces con agua la manteca rancia, se consigue eliminar estos ácidos y restituir á la manteca sus primitivas cualidades. Por otra parte, se preserva á la manteca de esta alteracion por medio de la fusion, que la separa del agua y sustancias protéicas, ó por la salazon, que retarda la descomposicion de estas sustancias.

630. COAGULACION ESPONTÁNEA DE LA LECHE. La leche abandonada á sí misma no tarda en agriarse y coagularse: este fenómeno es debido á la transformacion del azúcar de leche en *ácido láctico*, que obra sobre el caseum á la manera de los ácidos y le precipita. La coagulacion es mucho mas rápida, sobre todo en estío, cuando la leche ha sido agitada, y mas que nada en el trasporte. Se retarda la coagulacion añadiendo á la leche un poco de bicarbonato de sosa, cuyo álcali satura el ácido á medida que se forma. Cuando la leche se ha conservado en sitio fresco, tiene tiempo suficiente la crema de subir ántes que aquella se haya coagulado. La crema adquiere entonces un sabor ácido y contiene una manteca de inferior calidad; siempre contiene cierta cantidad de leche interpuesta, que se separa en la *mantequera* y forma la leche de manteca. La leche cortada, de la que se ha separado la crema, contiene todavía indicios de sustancia grasa, ademas ácido láctico, una parte de azúcar que no ha sido descompuesto y caseina. Cuando se deja escurrir, se separa el suero agrio y queda el caseum desprovisto de manteca, que constituye los *quesos delgados*. Conservando estos quesos húmedos experimentan una descomposicion (putrefaccion); se produce amoniaco, que forma con la caseina una pasta análoga al jabon. Cuando avanza mas la descomposicion, prodúcese ademas la *leucina*, etc.: combinaciones de olor agradable y repugnante (ácido sulfhídrico, ácido valeriánico, ácidos grasos, volátiles, etc.).

631. FERMENTACION DE LA LECHE. *Experiencia.* Se hace coagular leche en un frasco, al que se adapta un tubo, con

objeto de poder recoger los gases (fig. 187), y se mantiene este frasco á una temperatura de 25 á 30°. No tarda en producirse un abundante desprendimiento de ácido carbónico, porque el azúcar de leche, que no se ha convertido en ácido láctico, se transforma á esta temperatura, y bajo la influencia de los fermentos, en glucosa, que al momento se descompone en alcohol y ácido carbónico. Se forma al mismo tiempo cierta cantidad de ácido butírico, que da un olor muy desagradable al producto obtenido por la destilacion de la parte líquida de la materia fermentada. El *Kumyss* de los tártaros es un aguardiente obtenido de este modo, por la fermentacion de la leche de burra.

632. PARTE MINERAL DE LA LECHE. Cuando la leche se ha incinerado al contacto del aire, quedan, despues que el carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno, han sido transformados en cuerpos gaseosos, cenizas compuestas de potasa, sosa, cal, magnesia, óxido de hierro, combinadas con el ácido fosfórico, ácido sulfúrico, ácido carbónico y cloro.

Alimentos y digestion.

633. ALIMENTOS. Si se investiga la composicion de la leche y del huevo, se encuentra:

En el huevo.		En la leche.	
Agua	H,O.	Agua	H,O.
Una sustancia grasa.	H,O,C,Ph.	Manteca	H,O,C.
Albúmina	H,O,C,N,S,Ph	Azúcar de leche.	H,O,C.
La cáscara y otras sustancias minerales.	Ca, Mg, Na, K, Fe,Ph,S,Cl,O.	Caseina	H,O,C,N,S,Ph.
		Albúmina	H,O,C,N,S,Ph.
		Materias minerales	Ca,Mg,Na,K, Fe,Ph,S,Cl,O

Encontramos los mismos elementos, y no otros se hallan tambien en el cuerpo de un animal; se sigue de aquí que, durante la incubacion, las sustancias contenidas en el huevo

sirven para la formacion del pollo, y las de la leche forman el alimento exclusivo del nuevo mamífero; son asimiladas y sirven para su nutricion y desarrollo. Lo mismo sucede con las sustancias vegetales y animales que nos sirven de alimentos. Un alimento completo debe, pues, contener en el estado asimilable todas las sustancias que se encuentran en el huevo ó en la leche. Estas dos sustancias son de orígen animal: no tienen, por consiguiente, mas que experimentar una alteracion de forma, para quedar del modo que estaban en el individuo que las ha producido. Los alimentos vegetales deben experimentar, por el contrario, en el acto de la digestion y asimilacion, una verdadera transformacion que les convierte en sustancias animales. Es verdad que la mayor parte de los principios inmediatos del reino vegetal tienen gran analogía con los del reino animal; frecuentemente son en todo idénticos. Así:

a) Entre las sustancias *no nitrogenadas*, la celulosa, almidon, dextrina, azúcar y cuerpos grasos, son parecidos ó idénticos á los cuerpos grasos de los animales.

b) Entre las sustancias *nitrogenadas*, la albúmina, la caseina, el glúten de los vegetales, tienen la misma composicion que los principios que constituyen la sangre y la carne de los animales.

c) Las sustancias minerales de las plantas son en un todo idénticas á las que se hallan en el cuerpo de los animales, y principalmente en los huesos. De este y otros hechos fisiológicos se deduce que en la alimentacion de los herbívoros las sustancias citadas en primer término sirven para la formacion de la grasa (y la respiracion, 639); las segundas para la formacion de la sangre y músculos, y las terceras para las de los huesos.

Segun lo que precede, los alimentos se dividirian naturalmente en tres clases, segun que las sustancias de una ú otra de las divisiones, *a*, *b*, *c*, predominasen en ellos. En realidad las dos últimas divisiones no forman mas que una sola, porque las sustancias muy nitrogenadas son al mismo tiem-

po ricas en materias minerales. Se puede, pues, distinguir con Liebig (1) los alimentos en:

1.° *Alimentos respiratorios*, es decir, aquellos en que predominan las sustancias no nitrogenadas; podríanse tambien llamar productores de *calor* ó de *grasa*, porque son los que sirven para producir el calor particular de los animales (639) y se convierten en grasa cuando no son destruidos en totalidad en la respiracion. Casi todas las sustancias vegetales, excepto las semillas, se colocan entre estos alimentos; por ejemplo, la patata, col, etc.

2.° *Alimentos plásticos*, es decir, aquellos en que las materias nitrogenadas y minerales predominan y contribuyen tambien á la formacion de la *sangre*, y por consiguiente á la de los músculos y huesos que de ella se derivan. El tipo de estos alimentos es la misma carne, y entre los vegetales las semillas en general y las partes vegetales verdes muy jóvenes. La sangre lleva las materias nitrogenadas asimiladas á todas las partes del cuerpo, en donde se transforman en células, carne, sebo, cartílagos, pelos, uñas, etc.; es lo que les ha valido el nombre de *alimentos plásticos*. Los agricultores los emplean para la nutricion y cebo de los animales, y de aquellos que se necesitan por su fuerza; así es que se llaman alimentos fortificantes. Como los alimentos respiratorios y plásticos son necesarios á la vida de un animal, un alimento completo deberá naturalmente contener, y en una proporcion determinada, estas dos especies de alimentos.

Las grasas son al mismo tiempo alimentos respiratorios y plásticos, porque son descompuestas en la respiracion cuando las demas sustancias no son suficientes ó fijadas en el organismo, cuando los alimentos respiratorios están en exceso; esto es lo que tiene lugar en el engruesamiento.

634. DIGESTION. Los alimentos empiezan á experimentar en la boca una parte de las preparaciones que deben hacerles

(1) Esta distincion ha sido establecida anteriormente por Dumas y Boussingault, *Estática química*, 3.ª edicion, pág. 41.

solubles, no solamente por la masticacion, sino tambien por una accion química propia de la saliva. La saliva, en efecto, contiene una materia orgánica, todavía poco conocida, la *ptialina*, que goza, como la diastasa (460), de la propiedad de convertir el almidon en dextrina y en glucosa.

En el estómago se impregnan los alimentos de jugo gástrico, líquido que contiene ácido láctico, ácido clorhídrico libre, (1) sal marina, y una sustancia particular que ha recibido el nombre de *pepsina*. El jugo gástrico es segregado por la membrana mucosa que tapiza el interior del estómago; posee notables propiedades disolventes. Los alimentos se reblandecen y convierten en un líquido lechoso que se llama *quimo*. El ácido clorhídrico procede probablemente de una descomposicion de la sal marina, y parece indispensable á la disolucion y asimilacion (digestion) de los alimentos. El agua débilmente acidulada con ácido clorhídrico y en la que se haya puesto en digestion por espacio de un dia un pedazo de la mucosa del estómago (estómago de vaca), goza igualmente la propiedad de disolver á una temperatura de 30 ó 40°, albúmina coagulada, carne y otros alimentos, lo que no tiene lugar en el agua simplemente acidulada. El quimo pierde todas sus partes solubles en el travecto de los intestinos; son absorbidas por órganos particulares y conducidas á la sangre con el nombre de *quilo*. La marcha de la asimilacion es, pues, la siguiente: los alimentos ingeridos en el estómago se convierten en quimo, cuya parte soluble, quilo, se transporta á la sangre, á espensas de la cual se forman todos los órganos y sustancias del cuerpo animal, lo mismo que las del vegetal se forman á espensas de la savia.

635. ENDÓSMOSIS. En un tubo cerrado en una de sus extremidades por una vejiga (614) se introduce sangre de buey agitada y filtrada por una tela; se sumerge despues este tubo

(1) La presencia del ácido clorhídrico libre en el estómago está demostrada por muchos fisiólogos; este ácido parece estar combinado con una sustancia orgánica (cópula, 434).

en un frasco que contenga agua tibia (fig. 216), de modo que los dos niveles se correspondan: la sangre no tarda en elevarse en el tubo á cierta altura *a b* por cima del nivel del agua del frasco, como el agua salada se eleva en la experiencia 214, y por la misma razon. La causa de esta accion reside principalmente en la gran cantidad de sal (cerca de 1 por 100) contenida en la sangre; puede demostrarse esto fácilmente por una segunda experiencia en que á la sangre se sustituye el líquido claro obtenido, filtrando esta despues de hervida por una tela. Este líquido, aunque no contiene sino las sales solubles de la sangre, formadas principalmente de la sal marina, produce el mismo fenómeno de endósmosis que la sangre. Esta experiencia da alguna luz sobre el fenómeno de la absorcion de los alimentos. El estómago y todo el tubo intestinal están tapizados de vasos sanguíneos, en los que se mueve la sangre con gran rapidez. Por consiguiente, la sangre es mas rica en sustancias salinas que el líquido que se forma en el estómago con los alimentos y la bebida. El agua excedente es en el acto eliminada por las vías urinarias, y la sangre se encuentra de este modo en un estado constante de concentracion. En esta hipótesis, la sal tendria en la alimentacion una importancia especial, debida á la propiedad física de que acabamos de hablar.

III.—Sangre.

Del mismo modo que la leche, la sangre está formada por un líquido en el que flotan corpúsculos globulares que tienen la forma de discos; estos cuerpos, llamados *glóbulos de la sangre*, están coloreados de rojo, y es á lo que la sangre debe su color. La figura 217 representa la sangre vista con un extraordinario aumento; los glóbulos *a* representan la cara del disco, y los glóbulos *b* la elevacion.

636. ALTERACION DE LA SANGRE EN REPOSO. *Experiencia*. La sangre recien extraida, abandonada al reposo, no tarda en alterarse: se coagula, y poco despues se separa un líquido

amarillento; el *suero*. Hervido el suero se coagula, porque está formado por una disolucion de albúmina. El cuajo está compuesto de dos sustancias; los glóbulos rojos y una sustancia fibrosa blanca; la *fibrina*. Mientras la sangre circula por las venas, la fibrina esta disuelta; pero se hace insoluble en el momento en que la sangre ha abandonado el cuerpo del animal. Las sustancias de que acabamos de hablar se separan del modo siguiente en el reposo:

agua, albúmina,	glóbulos, fibrina,
el suero.	cuajo.

637. ALTERACION DE LA SANGRE AGITADA. *Experiencia*. Si se agita la sangre fuertemente al abandonar el cuerpo de un animal, no se coagula ya, sino que se separa una materia filamentosa, que lavada y malaxada con agua se presenta bajo la forma de una sustancia blanca, análoga á la fibra de la carne. En realidad se podria considerar esta sustancia como carne á medio formar, porque tiene la misma composicion que ella, y probablemente á sus espensas es como se forma. Bajo el punto de vista de las propiedades químicas tiene mucha analogía con la albúmina coagulada. La sangre privada de fibrina, que puede entonces quedar líquida, conserva su color; se transforma por ebullicion en una masa gelatinosa de color rojo negruzco.

La sangre agitada se divide, pues,

en agua, albúmina y glóbulos,	y en fibrina, que se coagula.
que permanecen líquidos.	

Si á la sangre privada de fibrina se añade una cantidad de solucion saturada de sulfato de sosa, los glóbulos sanguíneos, lo mismo que los glóbulos de manteca en la leche (625), quedan suficientemente compactos para ser retenidos en el filtro. Se ha reconocido que esta sustancia roja, formada exclusivamente de glóbulos, y que por espacio de mucho tiempo se ha considerado como una sustancia única, está com-

puesta en realidad de dos diferentes; la globulina y la hematina, retenidas en el glóbulo por una membrana muy delgada. La globulina tiene gran analogía con la albúmina, de la que, sin embargo, difiere en que es susceptible de cristalizar; por consiguiente, de adquirir formas regulares, aunque diferentes para las diversas especies de animales. La hematina constituye la materia colorante de la sangre; es notable por la gran proporcion de hierro que contiene, porque despues de la incineracion deja 10 por 100 de su peso de sexquióxido de hierro. Si se introducen en el agua los glóbulos retenidos por el filtro, ó si se diluye el cuajo obtenido anteriormente (636), las dos sustancias que constituyen los glóbulos entrarán en disolucion, y las membranas que les rodean quedarán en suspension en el líquido. Este último se coagula por el calor en una masa parda que se vuelve negra por la desecacion.

638. COMPOSICION DE LA SANGRE. Como se ve por lo que precede, las principales sustancias contenidas en la sangre son, ademas de 70 por 100 de agua próximamente, la *albúmina*, *fibrina*, *globulina*, y *hematina*. La sangre contiene tambien materia grasa, quilo, glóbulos linfáticos, urea y otras muchas sustancias que todavía no han sido bien determinadas. Experimenta modificaciones en las enfermedades; pero no hay datos ni observaciones suficientes en este concepto.

La sangre está muy cargada de sustancias minerales. Desecada é incinerada al aire, deja próximamente 8 por 100 de cenizas: estas se hallan principalmente formadas de fosfatos y sal marina. Contiene tambien ácidos: ácido sulfúrico, ácidos grasos y bases; potasa, cal, magnesia, óxido de hierro. Se hallan, pues, en la sangre las mismas sustancias minerales que en los alimentos (huevo, leche, pan, etc.). En el reino vegetal estas sustancias están asociadas principalmente á las materias nitrogenadas, sobre todo en las semillas, por ejemplo, en las de cereales y leguminosas.

Se ha dado el nombre de linfa á un líquido amarillento, acuoso, que se encuentra en el cuerpo de los animales: se

acumula alguna vez rápidamente bajo la piel, por ejemplo, en una quemadura; los glóbulos de la linfa son incoloros y no rojos como los de la sangre. (1)

639. RESPIRACION. Mientras un animal está vivo, su sangre circula constantemente y con gran fuerza por dos especies de vasos: las *arterias*, dispuestas en la mayor parte á lo largo de los huesos y bajo los músculos, y las *venas*, situadas por lo general en la superficie del cuerpo. La sangre es de

(1) Creemos oportuno consignar en este sitio la composicion de la sangre venosa del hombre en 1,000 partes, dada á conocer por el eminente químico Dumas.

Cuajo	Fibrina	3	130
	Glóbulos: Hematosina	2	
	Glóbulos: Materias albuminosas	125	
Suero	Agua		10
	Albúmina		
	Oxígeno		
	Nitrógeno		
	Acido carbónico		
	Materias extractivas		
	Grasa fosforada		
	Colesterina		
	Serolina		
	Acido oléico		
	Acido margárico		
	Cloruro sódico		
	Cloruro potásico		
	Cloruro amónico		
	Carbonato sódico		
	Carbonato cálcico		
	Carbonato magnésico		
	Fosfato cálcico		
	Fosfato sódico		
	Fosfato magnésico		
	Sulfato potásico		
	Lactato sódico		
	Sales de ácidos grasos fijos		
	Sales de ácidos grasos volátiles		
	Materia colorante amarilla		
			1000

La sangre del hombre y de la mujer en el estado normal ofrecen las siguientes diferencias:

Densidad de la sangre desfibrinada	en el hombre, 1,060 en la mujer, 1,057
Densidad del suero	en el hombre, 1,028 en la mujer, 1,027

(N. del T.)

un color rojo vivo, cuando partiendo del corazon á las arterias va á extenderse por todas las partes del cuerpo; es, por el contrario, negro rojiza, cuando las venas la llevan al corazon. La sangre venosa, antes de recorrer su trayecto por las arterias, atraviesa el pulmon, donde se pone en contacto con el aire, que la hace experimentar un cambio notable: en su contacto con el aire, la sangre venosa negra se transforma en arterial roja; *al mismo tiempo absorbe oxígeno y desprende ácido carbónico y vapor acuoso.* El aire espirado por los pulmones está privado de una parte de su oxígeno, y contiene mucho ácido carbónico y vapor acuoso. Esta alteracion del aire tiene la mayor analogía con la que se experimenta durante la combustion, en la cual el oxígeno es transformado en ácido carbónico y agua. Esta analogía se hace mas notable por este hecho: que en el cuerpo de los animales vivos se desarrolla calor, y los alimentos, á excepcion de la pequeña cantidad que pasa á los excrementos, se consumen y desaparecen: su desaparicion se verifica del mismo modo que la madera en nuestras chimeneas: se transforman en ácido carbónico y agua, expulsada en parte por los pulmones, y en parte por la transpiracion cutánea. Principalmente las sustancias orgánicas no nitrogenadas, almidon, azúcar, goma, ácidos orgánicos, alcohol, cuerpos grasos, etc., son las que desaparecen en esta combustion; así se les ha designado especialmente con el nombre de *alimentos respiratorios* (633).

IV.—Carne muscular.

640. CARNE MUSCULAR. Lo que vulgarmente se llama carne, no es otra cosa que fibrina animal (637) ó fibra muscular. Bajo esta forma constituye filamentos delicados entremezclados con tejido celular, nervios y venas, é impregnados de grasa, y una sustancia líquida particular. La figura 218 representa la seccion transversal de un músculo. Los grandes manojos *a*, envueltos de tejido celular *b*, están rodeados de gran cantidad de hacecillos mas pequeños *c*, provistos de un

estuche de tejido celular y compuestos de pequeños filamentos muy delicados, las *fibrillas*, visibles solamente con el auxilio de un gran aumento y representadas algunas en la figura 219. La composicion del tejido celular es idéntica á la de la gelatina; las fibras tienen la misma composicion que la fibrina, pero gozan de propiedades diferentes.

641. COMPOSICION DE LA CARNE. *Líquido de la carne. Experiencia.* Se dividen 100 gramos de carne que se mezclan con 100 de agua; se pasa despues el líquido á traves de un lienzo, y se vuelve á tratar la carne con una cantidad igual de agua. Estos dos líquidos mezclados tienen una tinta roja, y contienen todos los principios solubles de la carne. Calentados á 60°, se separa de ellos una espuma blanca formada de albúmina coagulada. Si se continúa calentando el líquido despues de haberle separado la albúmina, se produce de nuevo un enturbiamiento procedente de los glóbulos de sangre y fibrina (636), contenidos en la sangre de que está impregnada la carne, y que se coagulan igualmente en el agua hirviendo. El líquido que queda (caldo) es ácido; contiene ácido fosfórico, ácido láctico y ácido inósico libres, fosfatos y lactatos alcalinos (mucha potasa, poca sosa), fosfato magnésico, y ademas algunas sustancias poco estudiadas, dos cuerpos orgánicos cristalizables é indiferentes, la *creatina* y la *inósita*, y un tercero tambien cristalizable, pero básico, la *creatinina*. Por la concentracion, el caldo queda amarillo, despues pardo; evaporado á sequedad, deja una materia pardo subida, blanda (extracto de carne), del cual bastan 30 á 40 gramos para convertir rápidamente en un buen caldo un litro de agua, adicionada de la cantidad conveniente de sal.

Fibrina muscular. Experiencia. Si se hierve en agua por espacio de muchas horas la carne cocida en la experiencia anterior, se obtiene un líquido que se transforma en gelatina por el enfriamiento, y que principalmente contiene gelatina con un poco de sustancia grasa, que sobrenada en la superficie. La materia insoluble, blanca, dura, inodora é insípida, que queda, está formada de fibrina muscular, y tiene gran

analogía con la fibrina y albúmina coaguladas. En este estado, la fibrina muscular es difícil de digerir y poco nutritiva. El siguiente cuadro dará una idea de la composicion cuantitativa de la carne.

1000 kilógramos de carne de vaca, suministran:	
a) Despues del tratamiento por el agua..... (que contienen la mitad de albúmina).	60 kilóg.
b) Por una ebullicion subsiguiente de 5 horas en agua. (formados principalmente de gelatina).	6
c) Fibrina muscular desengrasada.....	164
d) Grasa ó sebo.....	20
e) Agua.....	750
	1000

642. COCCION DE LA CARNE. Para obtener bien cocida la carne es necesario evitar en la coccion la salida del líquido y la exposicion al fuego por demasiado tiempo. Si la albúmina contenida en la carne queda interpuesta en la fibrina, se obtiene un caldo y un asado blando; si, por el contrario, la albúmina se ha eliminado, la carne queda dura y coriácea. Para preparar la carne bien cocida hay que introducirla en el agua hirviendo, y se continúa la ebullicion por espacio de muchos minutos, y despues se mantiene á 70° durante algunas horas. De este modo la albúmina se coagula en la parte exterior de la carne, é impide al mismo tiempo la salida del líquido que contiene y la introduccion del agua.

643. PREPARACION DEL CALDO. Para preparar un buen caldo de carne es necesario proceder de un modo inverso. La carne, dividida, se mezcla con agua fria, que se conduce lentamente á la ebullicion: despues de haber tenido la carne por espacio de algunos minutos á esta temperatura, se esprime cuando ha pasado el líquido en que se ha hervido. El líquido así obtenido, una vez sazonado con sal y demas condimentos que generalmente se añaden al caldo, y coloreado de la tinta parda que le comunica la cebolla tostada ó el cara-

melo, constituye el mejor caldo que puede obtenerse de una carne: por espacio de mucho tiempo se ha creido que á la gelatina debia el caldo sus propiedades; pero la gelatina por sí es insípida y no constituye sino muy pequeña proporcion del caldo. Así es que nunca se ha podido preparar un caldo conveniente con las tabletas de gelatina que durante algun tiempo se han fabricado en Francia é Inglaterra.

644. SALAZON DE LA CARNE. El método generalmente empleado para conservar la carne consiste en rociarla de sal, disponiéndola despues por capas y comprimiéndola. La sal separa de la carne $\frac{1}{3}$ ó $\frac{1}{2}$ de su agua, y se disuelve en ella formando la salmuera. La salmuera contiene, pues, una gran parte de la albúmina, así como de otros principios favorables á la digestion y alimentacion, como los lactatos y fosfatos, creatina y creatinina, sustancias todas extraidas de la carne, que por esta razon pierde en calidad. No es difícil que en gran parte sea esta la causa del escorbuto y otras enfermedades que se manifiestan en las personas que hacen un prolongado consumo de carnes saladas. Sería tal vez mas ventajoso, bajo este punto de vista, suspender la salazon de la carne antes de la formacion de la salmuera.

V.=Bílis.

645. BÍLIS. La bílis es segregada por el hígado, que la separa de la sangre venosa; forma un líquido espeso, verdoso de olor nauseabundo y sabor muy amargo. La bílis de vaca, que ha sido la mejor estudiada, está principalmente compuesta de dos ácidos particulares análogos á los ácidos grasos: el *ácido glicocólico* y el *ácido taurocólico*, de aspecto jabonoso; están combinados con la sosa. (1) Agitada la bílis con agua, se hace espumosa como el agua de jabon, y se conduce como esta

(1) Existen en la bílis otra porcion de sustancias; tales son el picromel, la materia colorante verde (*biliverdina*), la materia colorante parda (*bilifulvina*), materias minerales, etc. *N. del T.*

con las sustancias grasas; así es que con frecuencia se emplea para desengrasar las telas de seda, cuyo color se alteraría por el jabon. La vejiga de la hiel de la carpa, desecada con su contenido, constituye un artículo de comercio.

La *bílis es un reactivo para el azúcar. Experiencia.* Se disuelve un poco de hiel de carpa, ó algunas gotas de hiel de vaca, en una corta cantidad de agua; se añade poco á poco ácido sulfúrico, hasta que el precipitado que se forma se redisuelva. Si en este momento se añade al líquido una gota de agua azucarada ó engrudo de almidon muy diluido, adquiere el líquido una hermosa coloracion violada, mientras la temperatura no se eleve demasiado, por la adicion de ácido sulfúrico. Pueden descubrirse por este medio cantidades muy pequeñas de azúcar ó de almidon. No tiene el reactivo el mismo valor para reconocer la bílis, porque existen en ella otros compuestos nitrogenados de orígen animal que pueden producir esta coloracion.

VI.—Piel, tejido celular y materias córneas.

646. PIEL Y TEJIDO CELULAR. El cuerpo de los animales está enteramente recubierto de una piel sólida y elástica, formada de muchas capas superpuestas de un tejido comprimido de fibras y de células. La figura 220 representa una seccion de *piel humana* vista con un gran aumento. Se distinguen en ella tres capas principales: la epidérmis, el dérmis y el tejido celular. La epidermis *a*, forma la parte exterior insensible de la piel; se renueva constantemente por medio de una capa mucosa *b*, colocada inmediatamente debajo. Bajo la epidérmis se halla el dérmis *c*, que constituye la parte principal de la piel, formado por un tejido muy comprimido de fibras y células. Por último, la parte mas interna de la piel, el tejido celular *d*, lleno de grupos de tejido celular *e*, contiene dos especies de glándulas; unas segregan el sudor, formado de agua que tiene en disolucion un poco de ácido fórmico, ácido acético, ácido carbónico y sal marina; otras segregan sus-

tancias grasas, que se esparcen en la superficie de la piel. La temperatura del cuerpo humano y de los animales de sangre caliente se mantiene constantemente á 40°, aun al sol ó en una atmósfera cuya temperatura exceda de este número de grados: solo la transpiracion se hace mas activa; el agua segregada en la superficie de la piel se evapora y transforma el exceso de calor en calor latente (40).

Experiencia. Un pedazo de piel fresca de un animal sumergida en agua, se hincha y acaba por entrar en putrefaccion; hervida en agua, por el contrario, se disuelve en ella en gran parte, y forma un líquido que se transforma en gelatina por enfriamiento y produce la cola fuerte por la desecacion. La gelatina, sin embargo, no preexiste en la piel; se forma en la ebullicion prolongadá, á espensas de un tejido que puede convertirse en gelatina.

647. MATERIAS QUE PUEDEN CONVERTIRSE EN GELATINA. Estas materias forman una gran parte del cuerpo de los animales; constituyen lo que no es sustancia protéica ó grasa: por ejemplo, el tejido celular en la piel y demas partes del cuerpo, los cartílagos, los tendones y ligamentos, la parte orgánica de los huesos, el cuerno de ciervo, etc. Son muy nitrogenadas, y contienen ademas *azufre*; su composicion tiene, por consiguiente, mucha analogía con las materias albuminóideas, de las que, sin embargo, difiere por sus propiedades y reacciones.

A estas sustancias hay que añadir la conocida con el nombre de *cola de pescado*: está formada por la membrana mucosa de muchos peces, y principalmente los esturiones; se deseca esta membrana despues de limpia, y se dispone en hojas ó rollos. Hervida la cola de pescado en agua, suministra una solucion de gelatina incolora, muy empleada para hacer que adhieran diversos objetos, en la fabricacion del tafetan de Inglaterra, por ejemplo; se usa tambien mucho en la preparacion de las jaleas vegetales. Con frecuencia se sustituye á la cola de pescado el cuerno de ciervo finamente raspado. La gelatina se encuentra tambien en pequeña can-

tidad en el caldo y en las diversas salsas, que por esta razon suelen alguna vez tomarse bajo la forma de jalea, porque bastan solo 4 partes de gelatina y 100 de agua para formar una consistente jalea.

648. GELATINA ORDINARIA Ó COLA FUERTE. Se obtiene la gelatina del comercio tratando los desperdicios de la piel por agua hirviendo, y mejor todavía por medio del vapor á una alta presion. El líquido que se deja depositar en caliente, se transforma por enfriamiento en una masa gelatinosa, que se corta con un hilo de alambre y se deseca despues al aire sobre cuerdas.

La gelatina y el agua. Experiencia. La cola fuerte sumergida en el agua, se hincha y forma una masa blanda y opaca: bajo la influencia del calor entra en disolucion y constituye un líquido espeso, que se usa en las artes para unir ó pegar los objetos entre sí. Se aumenta mucho la fuerza de cohesion de la cola añadiéndola un poco de albayalde ó bórax, 30 á 50 gramos por kilógramo.

Precipitacion de la gelatina por el tanino. Experiencia. Si se vierte una solucion de ácido tánico en agua de gelatina ó caldo, forma un precipitado que se transforma en una masa glutinosa, insoluble en agua é imputrescible al aire, aun en estado húmedo. Esta combinacion tiene tambien lugar en el curtido, entre la sustancia de la piel que puede convertirse en gelatina y el ácido tánico de las cortezas (650). Esta propiedad hace preciosa la gelatina para separar de una parte de su tanino los vinos y materias colorantes en disolucion. La gelatina disuelta puede tambien servir de reactivo para descubrir el tanino, y aun para dosificarle en las cortezas con el auxilio de un líquido titulado de gelatina.

Si se hierve durante algun tiempo la gelatina en una lejía de potasa, se transforma en muchas sustancias, de las que una, cristalizable y de sabor azucarado, ha recibido el nombre de azúcar de gelatina ó *glicócola*; goza de las propiedades de las bases orgánicas.

La gelatina húmeda entra en putrefaccion como todas las

sustancias animales, y contiene, por razon de su gran proporcion de nitrógeno (18 por 100), una gran cantidad de amoniaco; así es fácil comprender que, colocada en el terreno, favorezca poderosamente la vegetacion; su accion es muy sensible cuando de tiempo en tiempo se riega un jacinto con una agua gelatinosa, ó cuando se abona el terreno con rasuras de cuerno. La accion fertilizante del polvo de huesos debe en parte atribuirse á la gelatina que contiene. La gelatina se transforma igualmente en amoniaco en la destilacion seca: así se obtienen grandes cantidades de sales amoniacales cuando se destilan los huesos para fabricar el carbon animal (228).

649. CONDRINA. La sustancia gelatinosa que se obtiene hirviendo en agua los cartílagos no osificables, por ejemplo, los de la traquearteria, orejas, etc., difiere de la gelatina, y se la ha dado el nombre de *condrina*. No contiene mas que 14 por 100 de nitrógeno, y es precipitada por el ácido acético, alumbre y sulfato férrico, que no precipitan la gelatina. Por lo demas, la condrina se conduce como la gelatina con el agua y el tanino.

650. CURTIDO. La accion del tanino sobre la gelatina forma la base del arte del curtidor. El ácido tánico se combina con la materia gelatinizable de la piel y la transforma en *cuero*. Con este objeto se disponen las pieles en capas alternas con otras de *tan* (cortezas de encina ó pino divididas en pequeños pedazos) impregnado de agua, con las que se dejan en contacto hasta que se hayan penetrado por el tanino en disolucion en agua. Se llega con mas rapidez al mismo objeto introduciendo la solucion de tanino en la piel con el auxilio de la presion. El cuero pardo consiste en tejido celular, cuya parte gelatinizable se ha combinado con el tanino: es imputrescible y se hace impermeable al agua cuando se impregna de grasa.

Adobado de las pieles. Se transforma con frecuencia la piel en cuero por medio de soluciones salinas, mas frecuentemente con una mezcla de alumbre y sal marina; estos cueros son

adobados despues del curtido con aceite de pescado y otras grasas. Se obtiene así un cuero blanco que conserva mas flexibilidad que los que se han preparado por medio del tanino. Se obtiene un cuero de mayor flexibilidad todavía sin mas que tratar la piel con la grasa, sin emplear el alumbre. Este último procedimiento es el que emplean los indios, que fabrican los cueros malaxando las pieles con cerebros de animales hervidos en agua, hasta que las pieles se han impregnado de la grasa que contiene el cerebro.

Para fabricar el pergamino se extienden las pieles reblandecidas y adelgazadas por el raspado sobre un bastidor ó marco, donde se les frota durante la desecacion con piedra pomez, hasta que su superficie esté bien unida. Para obtenerle blanco se frota en seguida con creta en polvo, y cuando se destina á la escritura se recubre de una capa de albayalde y barniz.

Antes de someter las pieles al curtido, se separa el pelo que las recubre. Se consigue esto raspando la piel despues de haber hecho alterar su superficie por una inmersion en agua ó en agua de cal. Con el mismo objeto se emplea con frecuencia el oxisulfuro de calcio (405) ó una mezcla de cal y oropimente.

Tejidos córneos.

651. TEJIDOS CÓRNEOS. El pelo, lana, crin, plumas, escamas, uñas, cuernos, etc., que protegen la piel en muchos animales ó son una prolongacion de ella, están en su mayor parte formados de la sustancia que constituye la epidérmis de la piel (646). Esta sustancia es bastante rica en nitrógeno como las materias protéicas; contiene de este cuerpo de 14 á 16 por 100 y aun mas, y proporciones notables de azufre (1 á 5 por 100). Al azufre contenido en los cabellos, plumas, etc., hay que atribuir el color negro que adquieren cuando se calientan con una disolucion plúmbica: es debido á cierta cantidad de sulfuro de plomo. Bajo el punto de vista químico, el

tejido córneo tiene gran analogía con las sustancias protéicas coaguladas; es insoluble en los disolventes ordinarios: se disuelve con formacion de amoniaco y sulfuro de potasio cuando se calienta con una lejía de potasa. Una prolongada ebullicion en ácido sulfúrico diluido determina en el tejido córneo la formacion de muchos productos, de los que la *tirosina* es cristalizable; se obtiene igualmente de la albúmina. Los despojos de las materias córneas suministran un primer material de valor para la produccion de los cuerpos nitrogenados, como las sales amoniacales, cianuros, ácido nítrico: así es que se emplean con frecuencia para la preparacion de estos diversos productos. Constituyen un poderoso abono para la agricultura, y que tiene bastante estimacion (rasuras de cuerno, despojos de curtidores, pedazos de trapo, etc.).

Quitina. La sustancia córnea ó análoga al pergamino que forma los élitros y esqueleto de los insectos, ha recibido el nombre de quitina; goza de propiedades distintas de la sustancia córnea. Es insoluble aun en las lejías cáusticas mas concentradas, y contiene menor proporcion de nitrógeno; pero que no se ha podido determinar todavía con exactitud.

652. LANA Y SEDA. La lana está formada de tubos prolongados, cerrados, cuya superficie, cubierta de una capa oleosa, aparece, mirada al microscopio, cubierta de escamas. La figura 221 representa un pelo de lana de carnero ordinario, y la figura 222 un pelo de merino, vistos con el mismo aumento. La seda, vista al microscopio (fig. 223), presenta un filete liso y completamente lleno; lleva en algunos puntos una sustancia de aspecto albuminoso que la hace desigual. Si se comparan estas materias con las fibras vegetales representadas en las figuras 171 y 172, se ve que sería fácil distinguirlas en un tejido con el auxilio del microscopio. La lana y seda, cuerpos muy nitrogenados, se colorean de amarillo por el ácido nítrico, lo que no hacen ni el lino ni el algodon. Para trabajar la lana hay necesidad de desengrasarla; se emplea con este objeto en las fábricas orina en putrefaccion, que obra por el carbonato amónico que contiene, ó

débiles soluciones de jabon ó sosa. Es preciso evitar el uso de los álcalis cáusticos para el desengrasado de los tejidos de lana, porque este cuerpo se disuelve en ellos. El blanqueo de la lana y seda se hace por el ácido sulfuroso; no puede emplearse el cloro, porque destruye estas sustancias. La lana y seda tienen mucha mayor afinidad para las materias colorantes que la fibra vegetal; así es que los tejidos de lana y seda se coloran en general con mas facilidad y de un modo mas duradero que los de lino y algodon.

VII.—Huesos.

653. HUESOS. Los huesos que constituyen el armazon animal están compuestos, cuando secos, de $\frac{1}{3}$ de sustancia gelatígena y $\frac{2}{3}$ de materias minerales (fosfato cálcico); se distinguen de las demas partes del cuerpo por su riqueza en materias inorgánicas, principalmente cal y ácido fosfórico. La parte orgánica y la mineral se hallan íntimamente unidas en los huesos, que contienen ademas pequeñas cavidades ó poros visibles al microscopio, y llenos de una sustancia grasa. En los huesos de los animales jóvenes, estos poros son mayores (fig. 224) que en los de estructura mas compacta de los animales adultos (fig. 225), en que estas cavidades, así como sus pequeñas ramificaciones, se hallan casi obstruidas por la parte ósea.

Las mismas sustancias y casi en la misma proporcion se hallan en los cuernos ó asta de ciervo. Estos cuerpos, divididos por el raspado y sometidos á la ebullicion en agua, abandonan á esta sustancia orgánica que se transforma en gelatina por el enfriamiento. El cuerno de ciervo incinerado deja, como los huesos, cenizas compuestas principalmente de fosfato de cal.

Los dientes y el marfil tienen una composicion análoga á la de los huesos; contienen, sin embargo, cerca de 70 por 100 de fosfato de cal; el esmalte contiene 90 por 100.

La materia mineral segregada por algunos minerales de las clases inferiores, no en el interior, sino en el exterior de

su cuerpo, y que está destinada á protegerle, tiene una composicion diferente de la de los huesos. Así las conchas, las valvas de ostras, ramas de coral, están principalmente formadas, como la cáscara de huevo (624), de carbonato cálcico, con una pequeña cantidad de materia orgánica. El ácido fosfórico solo se halla en proporcion muy pequeña, y alguna vez no se encuentra.

654. PARTE MINERAL DE LOS HUESOS. *Experiencia.* Un hueso de vaca seco que se pone al fuego y se deja en él hasta que permanezca blanco, pierde próximamente $^1/_3$ de su peso por la combustion de la gelatina. La materia blanca que queda está principalmente compuesta de cal mezclada, con $^1/_{10}$ próximamente de carbonato cálcico, fosfato magnésico, fluoruro cálcico y sal marina. La relacion entre la parte orgánica y la parte mineral de los huesos no es constante; varía de un animal á otro, y con la edad en un mismo individuo.

655. CARBON DE HUESOS. *Experiencia.* Si se calienta un hueso en vasos cerrados, en un crisol provisto de su tapa, este hueso se transforma en una materia negra, el *carbon de huesos ó negro animal:* al abrigo del aire solo se carboniza la materia orgánica de los huesos, y queda el carbon íntimamente mezclado á la parte mineral, mientras se volatilizan los productos gaseosos (228). En la fabricacion del negro animal es ventajoso condensar estos vapores con objeto de obtener de ellos las sales amoniacales.

Carbon lavado. Experiencia. Puesto en digestion ó hervido el negro animal con ácido clorhídrico diluido en agua, abandona el fosfato de cal y las demas sales, y no queda mas que carbon, que se obtiene puro despues de repetidas lociones sobre un filtro: 50 gramos de negro animal no suministran mas que 5 gramos próximamente de carbon, que por razon de su mucha division y porosidad posee un poder absorbente y decolorante mayor que 10 veces su peso de carbon de madera. El líquido ácido donde se ha disuelto la materia mineral forma con el amoniaco un precipitado blanco de fosfato de cal, porque el ácido que le tenía en disolucion es neu-

tralizado por el amoniaco. El carbonato de cal, que el ácido clorhídrico habrá transformado en cloruro de calcio, no será precipitado por el amoniaco; podrá precipitarse por el ácido oxálico en el líquido de que se haya separado el fosfato de cal (197).

656. MATERIA CARTILAGINOSA DE LOS HUESOS. *Oseina.* Si se sumerge un hueso en ácido clorhídrico diluido en agua, este hueso pierde poco á poco su dureza, y por último no queda mas que una materia translúcida cartilaginosa. El ácido clorhídrico actúa en este caso como en el negro animal: disuelve la materia mineral y deja intacta la parte orgánica; la *oseina*, que es insoluble en el agua y en los ácidos. El cartílago de los huesos, lavado y hervido despues por espacio de algun tiempo en agua, se disuelve en ella transformándose en gelatina, y el líquido se convierte en jalea por enfriamiento. Este procedimiento es empleado alguna vez para la preparacion de la gelatina; el líquido en que se ha disuelto la parte mineral constituye un excelente abono; se encuentra en ella todo el fosfato de cal de los huesos; se hace notar fácilmente su presencia por medio del amoniaco (655).

657. SOBREFOSFATO DE CAL. *Experiencia.* Se mezclan 3 partes de huesos en pequeños fragmentos ó en polvo con 1 parte de ácido sulfúrico y 1 de agua, y se abandona la mezcla durante algun tiempo agitándola de tiempo en tiempo. El ácido sulfúrico transforma el fosfato básico de los huesos en fosfato ácido, combinándose con una parte de cal: el sulfato y fosfato ácido de cal quedan mezclados con la sustancia cartilaginosa, que entra fácilmente en putrefaccion, y la materia, que primero era pastosa, se hace pulverulenta. Tratados los huesos por ácido sulfúrico del modo que acabamos de indicar, constituyen un abono muy estimado, conocido con el nombre de *sobrefosfato*; es tanto mas enérgico cuanto sus partes se hallan en un estado mas fácilmente asimilable.

658. EXTRACCION DE LA GELATINA Y DE LA GRASA DE HUESOS. La ebullicion en agua en un vaso abierto, no separa de los huesos sino la grasa y gelatina contenidas en la parte exter-

na; pero cuando tiene lugar la ebullicion bajo una fuerte presion, el agua separa de los huesos casi la totalidad de su grasa y materia orgánica. El vapor acuoso á una alta presion obra sobre los huesos como el mismo líquido, y los dos procedimientos se emplean para la extraccion de la grasa de huesos y fabricacion de la gelatina. Cuando la accion no es prolongada se obtiene muy poca gelatina; pero casi toda la grasa, que es muy propia para la obtencion del jabon y engrasado de las máquinas. Los huesos desengrasados por el vapor son blandos y flexibles mientras están húmedos; por la desecacion quedan duros y quebradizos, y pueden fácilmente reducirse á polvo, lo que es muy difícil de practicar con los huesos frescos. Este polvo de huesos desengrasados se emplea con frecuencia como abono en agricultura.

659. POLVO DE HUESOS. Los huesos divididos en pequeños fragmentos constituyen el polvo de huesos ordinario del comercio. Colocado en el terreno entra en putrefaccion, y la materia orgánica se transforma en amoniaco; al mismo tiempo una parte del fosfato de cal entra en disolucion y pasa á las plantas, en las que es sobre todo indispensable para la formacion de la semiila. Cuando están los huesos en fragmentos muy voluminosos, su descomposicion es muy lenta y no obran sino al tercero ó cuarto año. Los huesos enteros pueden quedar en tierra por espacio de siglos sin que sea destruida la sustancia orgánica en totalidad: así es que se descubren huesos fósiles que contienen todavía 10 á 15 por 100 de materia orgánica. Reducidos á polvo fino, despues de haber sido tratados por el vapor, y sobre todo cuando han experimentado la accion del ácido sulfúrico, los huesos se hacen fácilmente solubles y asimilables para las plantas.

En muchas localidades, principalmente en la proximidad de las refinaciones de azúcar, se emplea como abono el negro de huesos ó carbon de las refinaciones. Como este producto es poco rico en nitrógeno, es conveniente asociarle á un abono muy nitrogenado, como la orina, guano, estiércol sales amoniacales ó nitratos.

VIII.—Deyecciones animales.

660. DEYECCIONES. Las sustancias que no han sido asimiladas en la digestion y las que se han eliminado por el incesante trabajo de renovacion que mantiene la vida, son expelidas: en forma gaseosa, por la *respiracion* y *transpiracion*; en forma líquida, en la *orina*; por último, bajo la forma sólida, en los *excrementos*. Los dos últimos productos pueden tener importancia en medicina, en que su composicion indica alguna vez la clase de enfermedades; pero sobre todo, en agricultura es donde se emplean con razon como abono. Su calidad en este sentido debe variar con la de los alimentos que ha usado el animal. Así los animales nutridos con alimentos muy sustanciales producen un abono de mucho mas valor que el que procede de animales mal alimentados, ó con sustancias poco nutritivas.

661. EXCREMENTOS. Los excrementos en la mayor parte están formados de alimentos que no se han digerido. En el hombre contienen, ademas de esto, materia mucilaginosa, bílis, grasa, materia extractiva, fosfato de cal, y próximamente 75 por 100 de agua. Los excrementos de los herbívoros están formados de celulosa, clorofila, cera, materias mucilaginosas, sales insolubles, principalmente fosfatos térreos y sílice. Los de los carniceros, el perro, por ejemplo, están alguna vez formados casi exclusivamente de sustancias minerales, como fosfatos de cal y magnesia, mezclados solamente con una pequeña cantidad de materia orgánica. La accion de estos excrementos sobre la vegetacion es entonces debida principalmente á las sustancias minerales; es decir, á los fosfatos que contienen, y en parte tambien á una pequeña cantidad de sustancias nitrogenadas, que entran muy lentamente en putrefaccion.

662. ORINA. La orina que los riñones segregan la separan de la sangre arterial, y sirve de vehículo para la expulsion de las materias minerales solubles en exceso, y de las materias nitrogenadas alteradas que se han hecho impropias

para las necesidades de la vida. La composicion de la orina depende en gran parte de la de los alimentos: cuando estos son ricos en sales solubles, las orinas lo son tambien; en el caso contrario, no contienen sino una pequeña cantidad. Las orinas alcalinas, por ejemplo, las de los rumiantes, del caballo, de los herbívoros en general, contienen principalmente *bicarbonatos*, sulfatos y cloruros alcalinos (potasa, sosa y amoniaco), y nada de fosfatos, mientras que las orinas ácidas del hombre y los carniceros no contienen carbonatos, sino fosfatos alcalinos, y sobre todo fosfato sódico. En algunas enfermedades la orina experimenta alteraciones; así la orina del hombre se vuelve neutra, alguna vez tambien alcalina; otras veces contiene albúmina (albuminuria), otras glucosa (diabetes). Con frecuencia se depositan en ella, bajo la forma de granos ó cálculos, sustancias poco solubles, compuestas principalmente de ácido úrico, urato amónico, fosfato amónico-magnésico (251), ú oxalato de cal (197).

663. UREA. El nitrógeno se encuentra en la orina principalmente al estado de urea, de ácido úrico ó ácido hipúrico; contiene ademas la orina pequeñas cantidades de creatina y creatinina (641), mucus de la vejiga y algunas materias orgánicas todavía poco conocidas.

En la orina del hombre y en la de los mamíferos es donde se halla la urea en mayor abundancia. Para obtenerla de ella se concentra la orina; despues se añade ácido nítrico, que forma un precipitado cristalino de nitrato de urea. La urea pura cristaliza en agujas y prismas incoloros muy solubles en agua. Este cuerpo tiene gran importancia en química, bajo el punto de vista teórico, porque es el primer compuesto orgánico que se ha conseguido producir artificialmente. La urea artificial se prepara con el cianato amónico, que se transforma en urea por el calor, sin perder elemento alguno y sin fijar tampoco otros nuevos.

El ácido ciánico = carbono, oxígeno, nitrógeno,
y el amoniaco = nitrógeno, hidrógeno,
forman la urea.

Cuando la orina se abandona á sí misma, entra en putrefaccion; la urea experimenta entonces una transformacion importante, sobre todo para las aplicaciones prácticas: se transforma en *carbonato amónico*, fijando dos equivalentes de agua.

La urea	= carbono, oxígeno,	nitrógeno, hidrógeno,	
y el agua	= oxígeno,	hidrógeno,	
forman:	ácido carbónico	y amoniaco.	

Representando la reaccion con los equivalentes es la siguiente:

1 equivalente de urea	= C^2O^2	N^2H^4
y 2 equivalentes de agua	= O^2	H^2
forman: 2 equivalentes de ácido carbónico	$2CO^2$	
y 2 equivalentes de amoniaco	$2NH^3$	

664. Ácido úrico. El ácido úrico se halla principalmente en la orina de los animales de las clases inferiores. La parte blanca de las deyecciones de las aves ó serpientes (estas deyecciones son una mezcla de excrementos y orina) está formada principalmente de urato amónico. Esta materia, hervida con una lejía de potasa muy diluida, forma urato de potasa muy soluble; esta sal es descompuesta por el ácido sulfúrico diluido, que precipita el ácido úrico bajo la forma de un polvo cristalino, blanco, poco soluble en agua, y que se purifica por lociones. La poca solubilidad del ácido úrico es causa de que se deposite con frecuencia bajo la forma de granos ó cálculos en las vías urinarias. Haciendo experientar al ácido úrico algunas transformaciones químicas, pueden obtenerse de él numerosos productos, de los que nos limitaremos á citar algunos de los mas conocidos: la aloxana, el ácido aloxánico, ácido oxalúrico, aloxantina, uramila, murexida, murexana, etc. El ácido úrico contenido en las deyec-

ciones expuestas al aire se transforma poco á poco en oxalato amónico; no hay, pues, que extrañarse si no se encuentran mas que indicios de ácido úrico en algunos guanos que por otra parte son ricos en oxalato amónico.

665. GUANO. El guano, que se emplea hoy en tan gran cantidad como abono, debe principalmente su accion al ácido úrico y á las sales amoniacales que de él se derivan; contiene ademas una fuerte proporcion de fosfato de cal en un gran estado de division. Suministra, pues, á las plantas las dos sustancias que les son mas indispensables; el nitrógeno y ácido fosfórico, en un estado fácilmente asimilable. Los guanos que hoy se usan tienen diversas procedencias; los mejores llegan de las islas Chinchas en las costas del Perú. Es muy importante para el agricultor saber apreciar el valor del guano que emplea; las tres experiencias que siguen enseñan un procedimiento fácil y bastante aproximado.

Experiencia a. El guano quebrantado y humedecido con vinagre fuerte no debe producir efervescencia ó debe producir muy poca; si la efervescencia es fuerte se debe al carbonato de cal mezclado con el guano.

Experiencia b. Se incineran 10 gramos de guano en un crisol, ó á falta de crisol en una cuchara de hierro, en una lámpara de alcohol, hasta que no quede mas que una ceniza blanca ó agrisada; si el guano es de buena calidad, no deja mas que 25 á 40 por 100 de cenizas. Tratando estas cenizas por agua y pesando el residuo insoluble y seco formado de las sales térreas (fosfatos de cal y magnesia), por diferencia se deducen las sales alcalinas. Los guanos de inferior calidad dejan alguna vez hasta 75 por 100 de cenizas; si este residuo tiene por causa una falsificacion con arena ó arcilla, las cenizas tienen color rojizo.

Experiencia c. Se tratan 20 gramos de guano bien triturado por agua hirviendo hasta que esta ya no se coloree: el residuo insoluble que cada vez se deposita antes de decantar el líquido, no debe pesar despues de seco mas de 10 gramos próximamente.

Con frecuencia se sustituye al guano el abono de pescados, preparado con carne seca y picada de los peces que han servido para la obtencion de los aceites. El abono de peces es muy rico en nitrógeno y en fosfatos fácilmente asimilables y constituye un abono muy enérgico.

666. ÁCIDO HIPÚRICO. Este ácido, muy nitrogenado, se encuentra en abundancia en la orina de los herbívoros; cristaliza en agujas largas, incoloras, poco solubles en agua. Se obtiene fácilmente de la orina de vaca ó caballo; basta para esto concentrar esta orina, añadir despues ácido clorhídrico, y el ácido hipúrico se deposita en pequeños cristales. En la putrefaccion de la orina, el ácido hipúrico se transforma en ácido benzóico y amoniaco.

En la orina del hombre se encuentra urea, ácido úrico y ácido hipúrico; pero es la urea la que predomina.

667. PUTREFACCION DE LA ORINA. La orina, abandonada á sí misma, se enturbia pasado cierto tiempo y exhala un olor nauseabundo debido á las sustancias volátiles que se forman; entra en putrefaccion. El producto principal de esta transformacion es el carbonato amónico (la orina en putrefaccion contiene todavía creatina); así es que se emplea esta orina en el desengrasado de las lanas, fabricacion de las sales amoniacales (234), etc. Estas transformaciones se verifican en las orinas recogidas en las fosas de estiércol; se ha propuesto añadir yeso, ácido sulfúrico ó sulfato ferroso, con objeto de impedir la volatilizacion del carbonato amónico, que se transformaria en sulfato. Esta práctica, que á primera vista parece muy ventajosa, ha sido generalmente abandonada, porque á la vez que el carbonato amónico se transforma tambien en sulfato el carbonato de potasa, que es de gran valor. Suelen alguna vez añadirse, siempre con el objeto de retener el amoniaco, sustancias absorbentes, como el negro animal, lignito, turba, etc., que mecánicamente le retienen. Las sustancias minerales no experimentan alteracion alguna durante la putrefaccion; quedan en la orina, que por la gran cantidad de materias nitrogenadas y sales de potasa

que contiene constituye un abono de gran valor, con frecuencia no bastante apreciado por los agricultores.

RESÚMEN DE LAS SUSTANCIAS ANIMALES.

1.° En los animales, como en las plantas, experimenta la materia un movimiento constante de absorcion (comer, beber, respirar), transformacion (digerir, asimilar), y separacion (secrecion, excrecion), sustancias gaseosas, líquidas ó sólidas.

2.° La diferencia principal bajo el punto de vista químico entre animales y vegetales consiste en que los animales absorben constantemente oxígeno y exhalan ácido carbónico y agua, mientras que las plantas absorben ácido carbónico y dejan el oxígeno en libertad. (Entre los infusorios hay algunas especies que parece desprenden oxígeno.)

3.° Excepto el agua, aire y algunas sales, los animales se alimentan exclusivamente de sustancias elaboradas por las plantas, y alguna vez asimiladas ya por otros animales. La planta absorbe, como elemento no nitrogenado, el ácido carbónico; los animales, la celulosa, azúcar, goma, materias grasas, etc.; como elemento nitrogenado, las plantas absorben el amoniaco; los animales, las sustancias protéicas, tales como el glúten, albúmina, caseina, carne, sangre, etc.

4.° Los alimentos no nitrogenados, ricos en carbono ó en hidrógeno, se queman en la respiracion; su combustion produce el calor propio de los animales: han recibido el nombre de alimentos respiratorios. Los alimentos nitrogenados sirven para recuperar las pérdidas en los órganos: han recibido el nombre de alimentos plásticos.

5.° Las sustancias animales pueden subdividirse:

I. Segun su composicion:

a) En materias no nitrogenadas (grasa, azúcar de leche, etc.).

b) En materias nitrogenadas protéicas (albúmina, caseina, carne, fibrina, etc.).

c) En materias nitrogenadas gelatinizables (oseina, tendones, tejido celular, cartílagos, etc.).

d) En materias nitrogenadas excrementicias (urea, ácido úrico, ácido hipúrico, etc.).

II. Segun su estado y orígen en el cuerpo de los animales:

a) En productos de la digestion.

b) » » de la respiracion.

c) En principios constitutivos de la sangre.

d) » » » de la linfa.

e) » » » de la carne.

f) » » » de los huesos.

g) » » » de la piel, cabellos, etc.

h) » » » de las secreciones y excreciones (bílis, leche, orina, etc.).

6.° Las *transformaciones de las materias animales* bajo la influencia del calor, agua, aire, ácidos, bases, etc., exceden en número á las que experimentan las sustancias vegetales, cuya composicion, mas sencilla, se presta menos á transformaciones; son las mismas para la mayor parte que las de las materias vegetales nitrogenadas y sulfuradas.

7.° La descomposicion espontánea de las materias vegetales y animales puede impedirse ó retrasarse:

a) Por la *desecacion.*

b) Impidiendo el acceso del aire (procedimiento de Appert, conservacion de la cerveza, vino en botellas, etc.).

c) Por el descenso de la temperatura al punto de congelacion ó mas bajo (conservacion en las neveras).

d) Por medio de las sustancias antisépticas: sal marina, nitro (salazon), ácido piroleñoso, creosota (ahumado), alcohol, azúcar, carbon, compuestos arsenicales, mercuriales ó de otros metales.

CUADRO

DE LAS PRINCIPALES REACCIONES CON CUYO AUXILIO SE DISTINGUEN GENERALMENTE EN SUS SOLUCIONES LOS COMPUESTOS QUÍMICOS MAS CONOCIDOS.

1.—ÁLCALIS Y SUS SALES.

Estos cuerpos no son precipitados por el ácido sulfhídrico ni por el sulfhidrato amónico.

2.—SALES DE POTASA.

Acido tártrico en exceso: precipitado blanco cristalino de bitartrato de potasa (194); cuando las soluciones son concentradas, se favorece la reaccion agitando fuertemente el líquido con una varilla de vidrio.

Cloruro de platino: precipitado amarillo cristalino (cloruro doble de platino y de potasio) (394); cuando las soluciones son alcalinas, se les añade primero ácido clorhídrico en exceso.

Calentadas al *soplete* en el extremo de un hilo de platino, las sales de potasa coloran la llama exterior del alcohol en violado.

3.—SALES DE SOSA.

Antimoniato de potasa: precipitado blanco de antimoniato de sosa (404), en las soluciones neutras alcalinas.

Calentadas al *soplete* en el extremo de un hilo de platino, coloran la llama exterior de amarillo intenso.

4.—SALES AMONIACALES.

La *cal ó los álcalis cáusticos:* mezclados con las sales amoniacales, desprenden amoniaco reconocible perfectamente por su olor. Una varilla de vidrio impregnada en ácido clorhídrico y suspendida por cima de la mezcla, produce abundantes vapores blancos.

Calentadas en una lámina de platino, las sales amoniacales se volatilizan con rapidez (229).

Cloruro de platino: precipitado amarillo como con las sales de potasa (392); se conducen lo mismo con el ácido tártrico.

5.—ÓXIDOS ALCALINO-TÉRREOS.

Estos óxidos son precipitados directamente ó solo por ebullicion por los *carbonatos alcalinos*, al estado de carbonatos blancos; las sales amoniacales impiden la precipitacion de las sales de magnesia.

Fosfatos alcalinos: precipitado blanco de fosfatos insolubles.

Acido sulfhídrico y sulfhidrato de amoniaco: no precipitan.

6.—SALES DE BARITA Y DE ESTRONCIANA.

Acido sulfúrico y sulfatos: precipitados blancos insolubles en los ácidos (sulfatos de barita ó de estronciana).

Las sales de barita colorean en amarillo la llama del alcohol; las de estronciana en rojo (247).

7.—SALES DE CAL.

Acido sulfúrico: precipitado blanco (sulfato de cal); cuando las soluciones son concentradas, el precipitado es soluble en una gran cantidad de agua (241); en las soluciones diluidas no se forma sino despues de la adicion de alcohol.

Acido oxálico ú oxalato de amoniaco: precipitado blanco;

enturbian las soluciones cuando solo contienen indicios de cal (oxalato de cal) (197).

8.—SALES DE MAGNESIA.

Acido sulfúrico: no hay precipitado (249).

Fosfato de sosa y amoniaco: precipitado blanco, cristalino (fosfato amónico-magnesiano) (251); cuando las soluciones son muy diluidas, el precipitado no se forma sino pasado algun tiempo.

9.—SALES DE ALÚMINA.

Amoniaco, carbonato de amoniaco ó sulfhidrato de amoniaco: precipitado blanco de hidrato de alúmina. La potasa en exceso redisuelve el precipitado, que se forma de nuevo por una disolucion de *sal amoniaco* (260); una solucion de cobalto calentada al soplete con una sal de alúmina, colora la alúmina de azul (262).

10.—SALES FORMADAS POR LOS DEMAS ÓXIDOS METÁLICOS.

El *amoniaco* precipita los demas óxidos metálicos al estado de hidratos; estos óxidos son á su vez precipitados por el *carbonato de amoniaco* (ya al estado de carbonatos, ya al estado de óxidos hidratados).

El *ácido sulfhídrico* precipita en las soluciones ligeramente ácidas los metales siguientes al estado de sulfuros:

a) En negro: el cobre, bismuto, plomo, plata, mercurio, platino y oro;

b) En pardo subido: el estaño (sales de protóxido;

c) En anaranjado: el antimonio;

d) En amarillo: el estaño (ácido estánnico), cadmio, arsénico. (Cuando las soluciones contienen sexquióxido de hierro ó cromatos, el precipitado es blanquecino; se separa azufre.)

Entre estos sulfuros, los de platino, oro, estaño, antimo-

nio y arsénico, son solubles en el sulfhidrato de amoniaco.

El *sulfhidrato de amoniaco*, ademas de los metales que preceden, precipita los metales siguientes, que no son precipitados por el ácido sulfhídrico en las soluciones ácidas:

a) En negro: el hierro, cobalto, nickel;

b) En color de carne: el manganeso;

c) En blanco: el zinc (ademas la alúmina al estado de hidrato blanco, el sexquióxido de cromo al estado de hidrato azul verdoso; lo mismo los fosfatos y oxalatos térreos, en blanco).

11.—SALES DE PROTÓXIDO DE HIERRO.

Amoniaco: precipitado blanco verdoso de hidrato de protóxido de hierro; se vuelve rápidamente negruzco, y por último rojo pardo (hidrato de sexquióxido de hierro) (285). Las sales amoniacales impiden la formacion del precipitado.

Prusiato amarillo de potasa: precipitado blanco azulado que pasa rápidamente á azul (292). *Prusiato rojo*: precipitado azul (azul de Prusia) (293).

Tintura de nuez de agallas: no forma precipitado al principio; la solucion se hace violada al aire; despues se forma un precipitado negro azulado.

12.—SALES DE SEXQUIÓXIDO DE HIERRO.

Amoniaco: precipitado rojo pardo (sexquióxido de hierro hidratado) (285).

Prusiato amarillo de potasa: precipitado azul (azul de Prusia) (292). *Prusiato rojo:* no hay precipitado.

Sulfocianuro de potasio: coloracion rojo sanguínea.

Tintura de nuez de agallas: precipitado negro (tannato de sexquióxido de hierro) (285).

13.—SALES DE MANGANESO.

Amoniaco: precipitado blanco que pardea y despues se ennegrece al contacto del aire; las sales amoniacales impiden la formacion del precipitado.

Sulfhidrato do amoniaco: precipitado color de carne (sulfuro de manganeso) (300).

Calentadas al *soplete* en una lámina ó un hilo de platino con sosa ó un poco de nitrato de potasa, coloran el glóbulo de verde mientras está caliente, y en azul verdoso cuando está frio (manganato de sosa).

14.—SALES DE COBALTO.

Potasa: precipitado azul que al poco tiempo enverdece (307).

Fundidas al soplete con bórax, forman un glóbulo azul (vidrio de cobalto) (304).

15.—SALES DE NICKEL.

Potasa: precipitado verde manzana (protóxido de nickel hidratado) (307).

16.—SALES DE ZINC.

Amoniaco: precipitado blanco gelatinoso (óxido de zinc hidratado), soluble en un exceso de reactivo. El *sulfhidrato de amoniaco* vuelve á precipitarse en blanco de esta solucion (312).

Si se calienta al *soplete* sobre un carbon con sosa, se forma óxido amarillo que blanquea por enfriamiento (310); una solucion de cobalto las colora en verde por el calor.

17.—SALES DE ESTAÑO.

Cloruro de oro: precipitado purpúreo con el protóxido (púrpura de Cassius) (322).

Acido sulfhídrico: precipitado pardo subido con el protóxi-

do (protosulfuro); precipitado amarillo con el ácido estánnico (bisulfuro) (325).

18.—SALES DE PLOMO.

Acido sulfúrico: precipitado blanco, insoluble en los ácidos diluidos (sulfato de plomo). El sulfhidrato de amoniaco colora el precipitado en negro (335).

Cromato de potasa: precipitado amarillo (cromato de plomo (399).

Calentadas al *soplete* con sosa se obtienen glóbulos metálicos muy maleables; se forma sobre el carbon un depósito amarillo de óxido de plomo (331).

19.—SALES DE BISMUTO.

El *agua* en gran exceso adicionada á la solucion de una sal de bismuto la descompone; se deposita una sal básica blanca (347).

Calentadas al *soplete* con sosa se obtienen glóbulos metálicos quebradizos; se cubre el carbon de una pequeña cantidad de óxido amarillo (345).

20.—SALES DE COBRE.

Amoniaco: precipitado azul verdoso que se disuelve en un exceso de reactivo; la solucion es de color azul intenso (353).

Prusiato amarillo de potasa: precipitado pardo-rojizo (ferrocianuro de cobre) (292).

Hierro: precipita el cobre al estado metálico (152).

Calentadas al *soplete* sobre un carbon con sosa, se obtiene cobre metálico que se separa por lociones (355).

21.—SALES DE MERCURIO.

Potasa: precipitado negro de protóxido de mercurio (368) en las sales de protóxido; precipitado amarillo rojizo de bióxido hidratado en las sales de bióxido.

Acido clorhídrico ó sal marina: precipitado blanco de protocloruro que ennegrece por el amoniaco (370); no precipita las sales de bióxido.

Protocloruro de estaño: precipitado de mercurio metálico por ebullicion (375).

Cobre: frotado con una disolucion de nna sal de mercurio, queda de color blanco de plata (369).

22.—SALES DE PLATA.

Acido clorhídrico ó sal marina: precipitado blanco, arrequesonado, insoluble en el ácido nítrico, pero soluble en amoniaco; la luz le colora en violado, despues en negro (cloruro de plata) (381).

Si se calientan al *soplete* sobre un carbon con sosa, se obtienen glóbulos brillantes y maleables de plata metálica (381).

23.—SALES DE ORO.

Protocloruro de estaño: precipitado purpúreo (púrpura de Cassius (388).

Sulfato de protóxido de hierro: precipitado de oro metálico (387).

24.—SALES DE PLATINO.

Potasa ó amoniaco: precipitado amarillo, cristalino (cloruro doble de platino y de potasio) (394), ó de platino y amoniaco) (392).

Calentadas al *soplete* se transforman en platino metálico (393).

25.—SALES DE SEXQUIÓXIDO DE CROMO.

Potasa: precipitado azul verdoso soluble en un exceso de reactivo; la solucion es verde subida (400).

Calentadas al soplete con bórax, forman un glóbulo ama-

rillento cuando está caliente, y verde subido despues del enfriamiento.

26.—CROMATOS.

Acetato de plomo: precipitado amarillo (cromato de plomo) (399).

Acido sulfúrico y alcohol: transforman por el calor el color rojo en verde (400).

27.—COMBINACIONES DEL ANTIMONIO.

Acido sulfhídrico: precipitado anaranjado (sulfuro de antimonio) (407).

Calentadas al *soplete* con sosa, forman glóbulos metálicos quebradizos; se produce un humo blanco que en parte se deposita sobre el carbon (403).

Aparato de Marsh (417).

28.—COMBINACIONES ARSENICALES.

Acido sulfhídrico: precipitado amarillo (sulfuro de arsénico) (415).

Reduccion por el carbon (412).

Aparato de Marsh (417).

29.—SULFATOS.

Cloruro de bario: precipitado blanco insoluble en los ácidos clorhídrico y nítrico (sulfato de barita) (171).

Acetato de plomo: precipitado blanco insoluble en los ácidos diluidos (sulfato de plomo) (335).

30.—SULFITOS.

Acido sulfúrico: desprendimiento de ácido sulfuroso reconocible por el olor (64, 174).

31.—FOSFATOS.

Cloruro de bario: precipitado blanco, soluble en los ácidos clorhídrico y nítrico.

Nitrato de plata: precipitado amarillo (fosfato de plata) (176), soluble en el ácido nítrico y amoniaco.

Sales de magnesia y amoniaco: precipitado blanco (fosfato amónico-magnesiano).

Molibdato de amoniaco: precipitado amarillo por el calor, en presencia del ácido nítrico.

32.—BORATOS.

Cloruro de bario: precipitado blanco, soluble en los ácidos clorhídrico y nítrico.

Descompuestos por el *ácido sulfúrico*, comunican á la llama del alcohol una tinta verde (182).

Se funden al *soplete* en un glóbulo vítreo transparente.

33.—NITRATOS.

Hervidos con *ácido clorhídrico* decoloran el *índigo*. La reaccion tiene lugar en frio con el ácido sulfúrico.

Un cristal de *sulfato de protóxido de hierro* adquiere una tinta parda cuando se introduce en la solucion adicionada de ácido sulfúrico y fria (285, *b*).

Se *funden* en las ascuas (207).

34.—CLORATOS.

Se conducen con el *índigo* como los nitratos; se distinguen en el olor á *cloro* que esparcen cuando se les añade ácido clorhídrico (150).

35.—CLORUROS.

Nitrato de plata: precipitado blanco arrequesonado de cloruro de plata, insoluble en el ácido nítrico, soluble en amoniaco; expuesto á la luz se colora en violeta y despues

en negro (186). Cuando la solucion es alcalina, se la acidula por medio del ácido nítrico ántes de añadir la sal de plata.

Calentados con *bióxido de manganeso y ácido sulfúrico* desprenden cloro.

36.—IODUROS.

Nitrato de plata: precipitado amarillo, poco soluble en amoniaco.

Calentados con *bióxido de manganeso y ácido sulfúrico*, desprenden vapores violados de iodo (210).

Producen con el *engrudo de almidon y ácido nítrico* una coloracion azul intensa (ioduro de almidon) (155).

37.—SULFUROS.

El *ácido clorhídrico* desprende de la mayor parte de estos cuerpos ácido sulfhídrico fácilmente reconocible por el olor á huevos podridos (132, 213); el menor indicio de este ácido basta para ennegrecer el papel impregnado de acetato de plomo (sulfuro de plomo).

Calentados al *soplete*, exhalan casi todos olor de ácido sulfuroso (130, 174).

38.—CARBONATOS.

El ácido clorhídrico los descompone con efervescencia; el ácido carbónico que se desprende no tiene olor (202, 237).

Enturbian el agua de cal (carbonato de cal) (115).

39.—OXALATOS.

Sulfato de cal disuelto: precipitado blanco (oxalato de cal (197).

Calentados en una lámina de platino, se transforman en carbonatos sin carbonizarse (197).

40.—TARTRATOS.

Potasa: precipitado cristalino poco soluble de bitartrato de potasa (194).

Calentados en una lámina de platino, se carbonizan y esparcen olor á caramelo (194).

41.—ACETATOS.

Si se calientan con *ácido sulfúrico*, se pone en libertad el ácido acético, el cual se reconoce por el olor á vinagre. Si se calientan con *ácido sulfúrico y alcohol*, se forma éter acético.

Calentados se descomponen carbonizándose, y esparcen un olor análogo al del vinagre (198).

ÍNDICE.

Págs.

SEGUNDO GRUPO.

TERCER GRUPO.

CUARTO GRUPO.

ÁCIDOS.

PRIMER GRUPRO: OXÁCIDOS.

SEGUNDO GRUPO: HIDRÁCIDOS.

Págs.

METALES PESADOS.

PRIMER GRUPO.

SEGUNDO GRUPO.

TERCER GRUPO.

Págs.

SEGUNDA PARTE.—QUÍMICA ORGÁNICA.

SUSTANCIAS VEGETALES.

SUSTANCIAS ANIMALES.

FIN DEL ÍNDICE.

ÍNDICE ALFABÉTICO DE MATERIAS.

ERRATAS.

Página.	*Línea.*	*Dice.*	*Debe decir.*
153	25	SO.	SO^3.
156	3	sulfúrico.	fosfórico.
173	35	clururo.	cloruro.
197	33	Berthellot.	Berthollet.
222	10	potasa.	potasio.
226	33	amoniaco.	amonio.
310	21	reducido.	reducida.
320	5	volatiza.	volatiliza.

ERRATAS.

Página.	Línea.	Dice.	Debe decir.
132	26	SO	SO₂
158	3	sulfúrico.	fosfórico.
173	26	cíurico.	cíprico.
197	26	Berthollet.	Berthollet.
292	10	sodio.	potasio.
326	32	amoníaco.	amonio.
310	31	reducido.	reducido.
320	6	volátil.	volátiles.

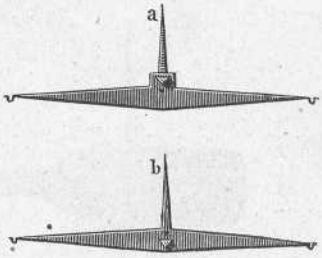


Fig. 1.

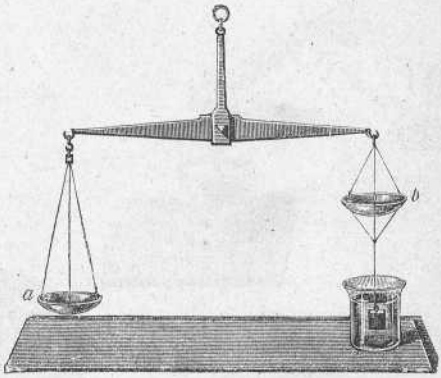


Fig. 2.

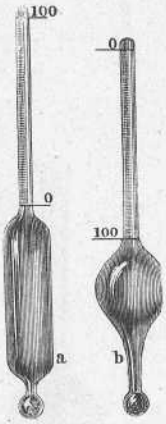


Fig. 3.

Fig. 4.

Fig. 5.

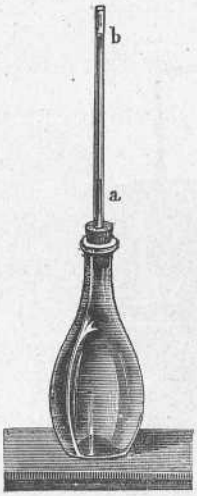


Fig. 6.

Fig. 8.

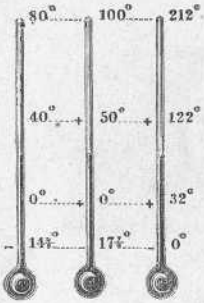


Fig. 7.

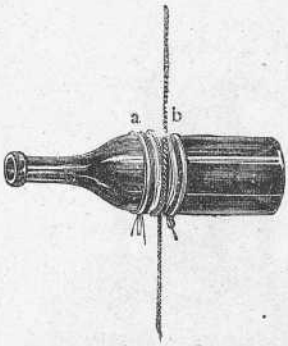


Fig. 9.

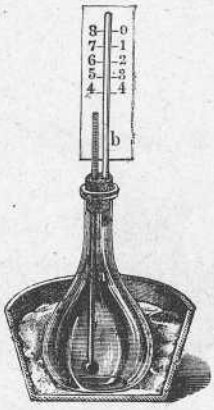


Fig. 10.

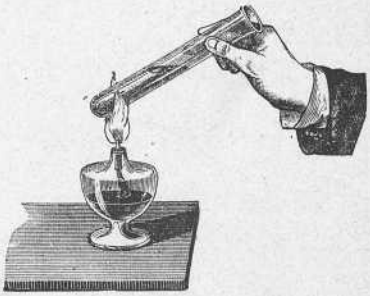


Fig. 11.

Fig. 16.

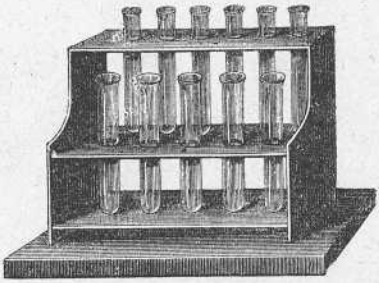


Fig. 12.

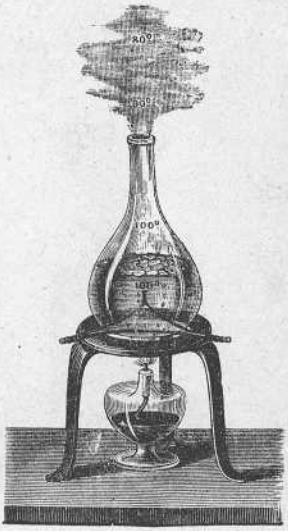


Fig. 13.

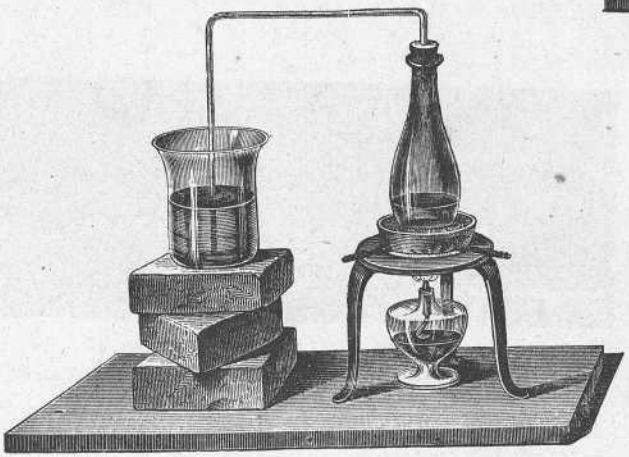


Fig. 14.

Fig. 15.

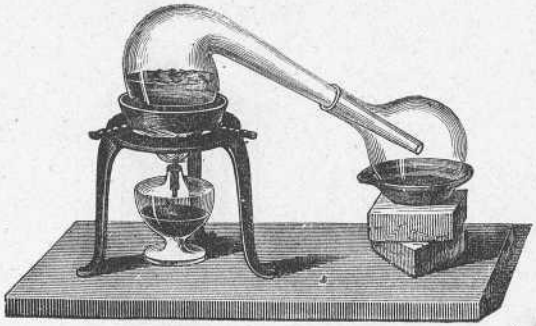


Fig. 17.

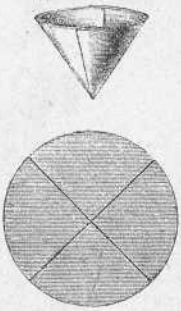


Fig. 20.

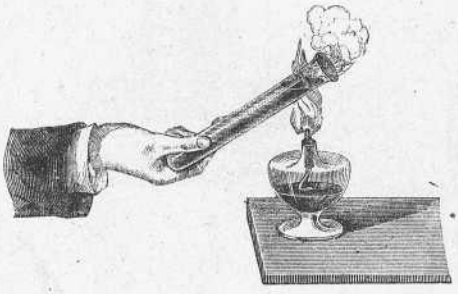


Fig. 18.

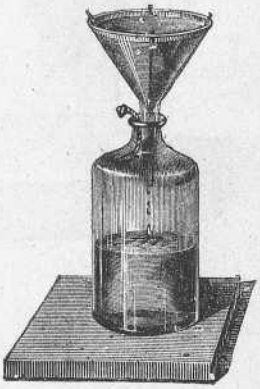


Fig. 21.

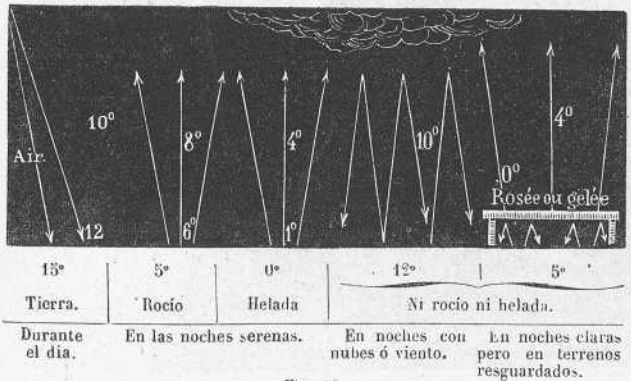


Fig. 19.

Fig. 22.

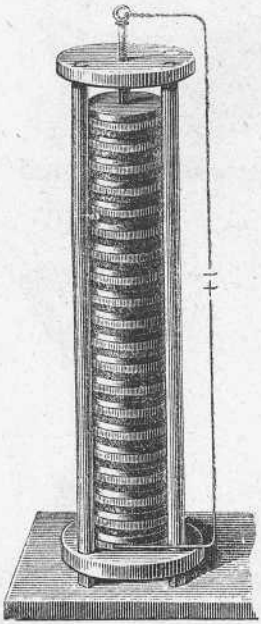


Fig. 23.

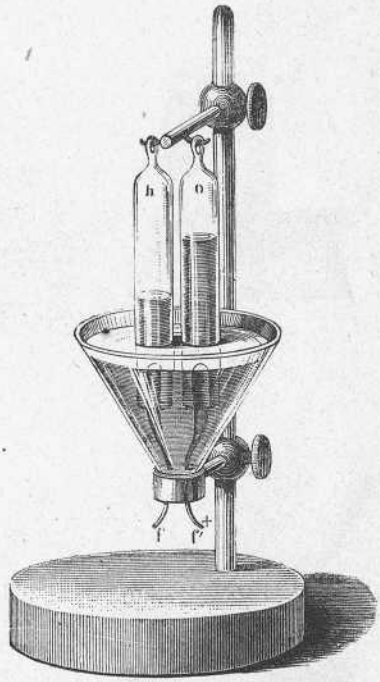


Fig. 24.

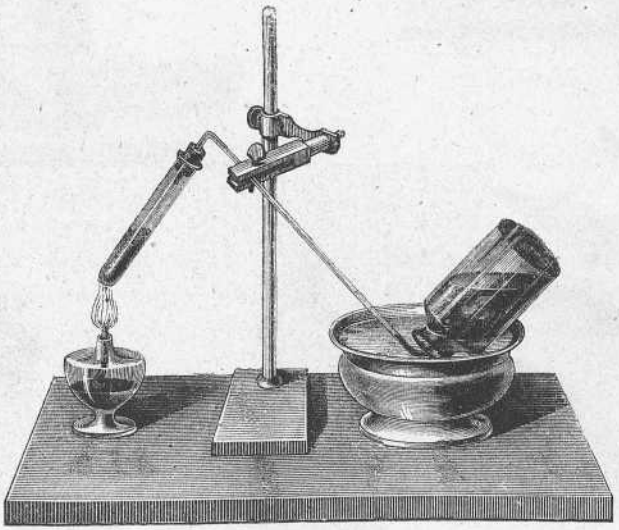


Fig. 25.

Fig. 26.

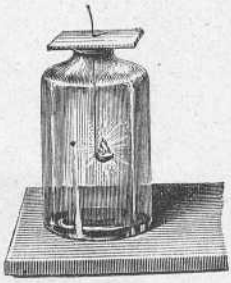


Fig. 28.

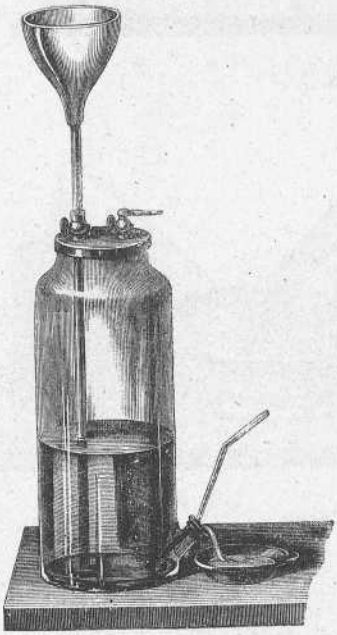


Fig. 27.

Fig. 32.

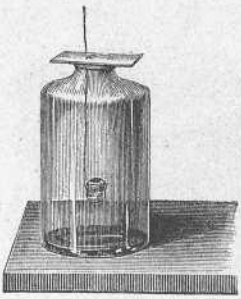


Fig. 29.

Fig. 30.

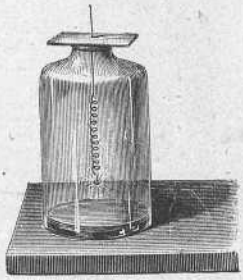


Fig. 31.

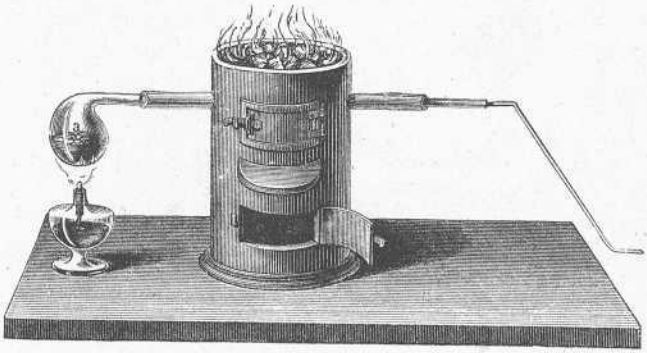


Fig. 33.

Fig. 39.

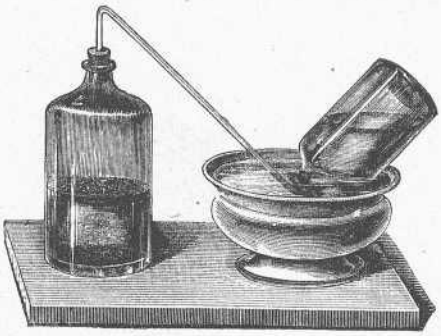


Fig. 34.

Fig. 36.

Fig. 35.

Fig. 37.

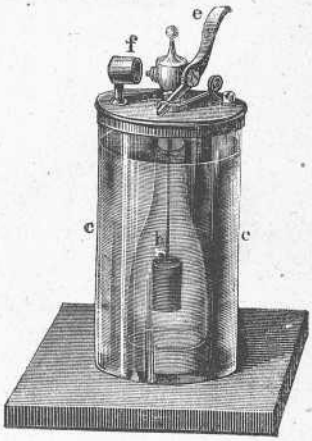


Fig. 38.

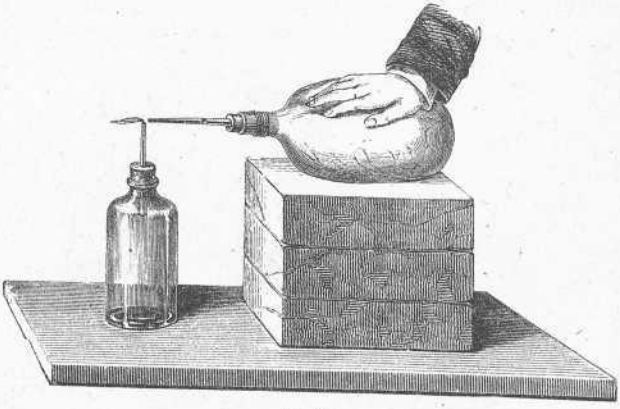


Fig. 40.

Fig. 41.

Fig. 42.

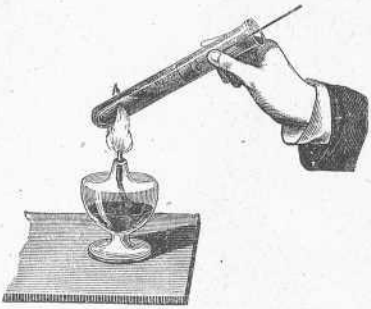


Fig. 43.

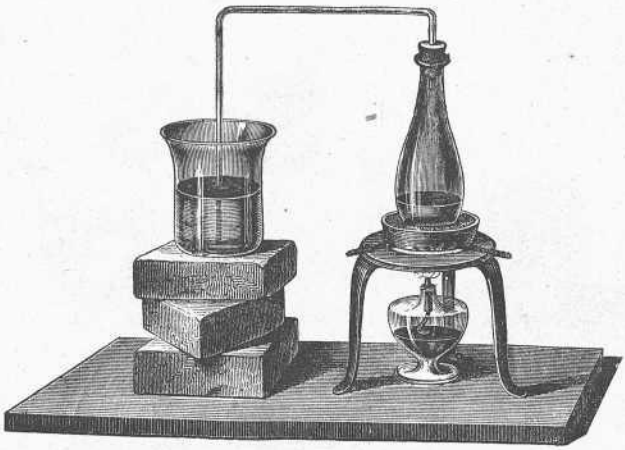


Fig. 44.

Fig. 47.

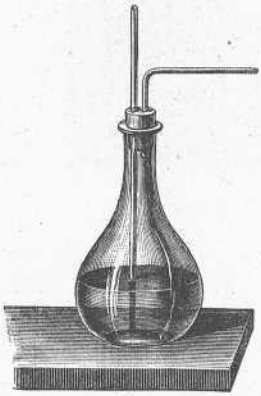


Fig. 45.

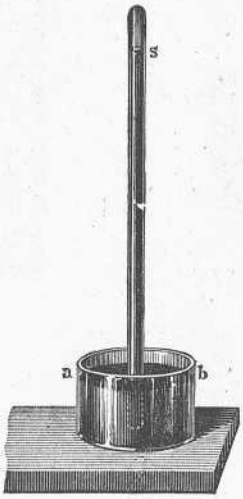


Fig. 46.

Fig. 48.

Fig. 49.

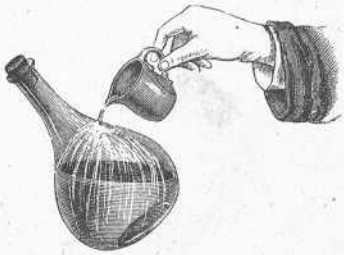


Fig. 50.

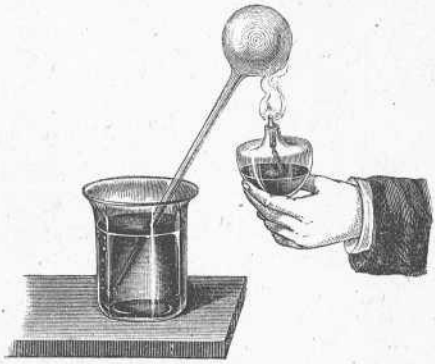


Fig. 51.

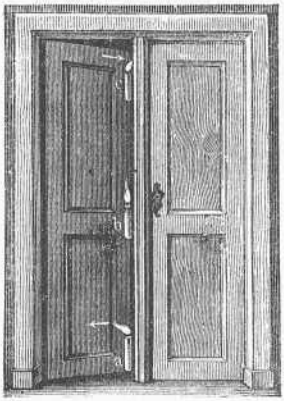


Fig. 52.

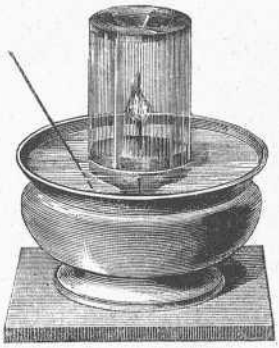


Fig. 53.

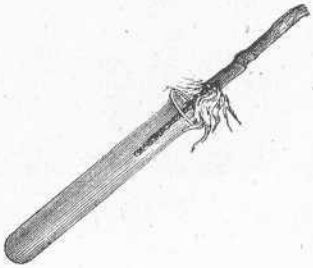


Fig. 54.

Fig. 55.

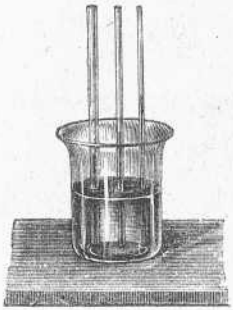


Fig. 56

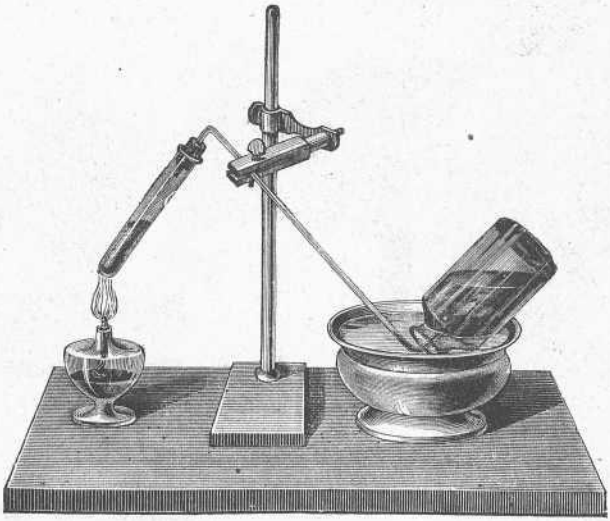


Fig. 57.

Fig. 60.

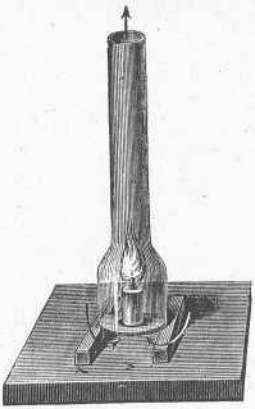


Fig. 58.

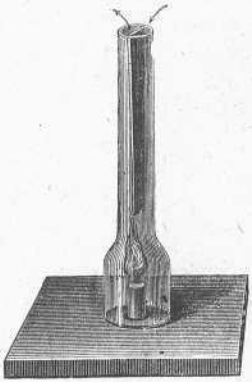


Fig. 59.

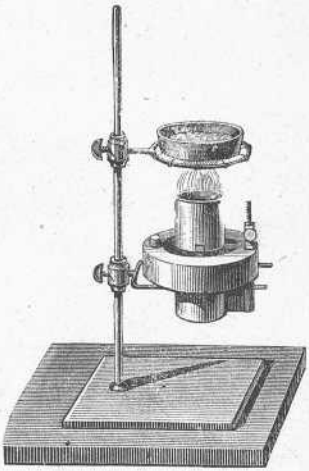


Fig. 61.

Fig. 63.

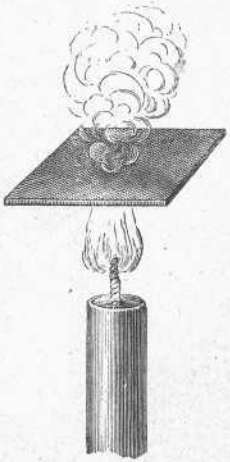


Fig 64.

Fig. 65.

Fig. 62.

Fig. 68

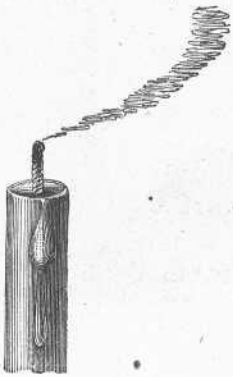


Fig. 66.

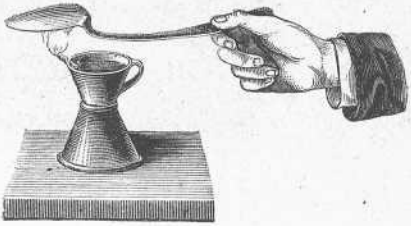


Fig. 67.

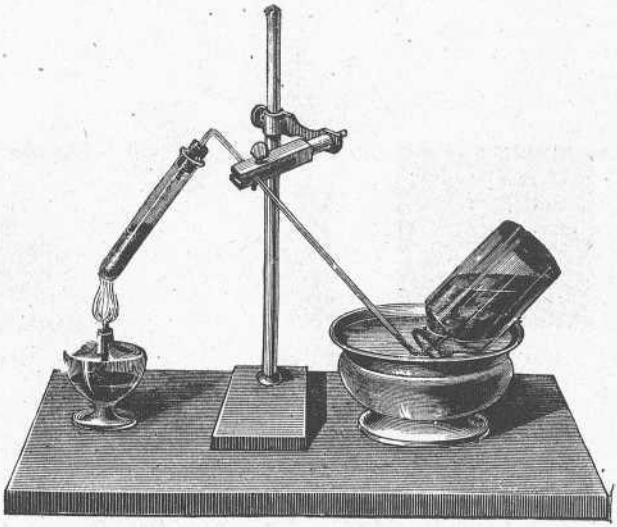


Fig. 69.

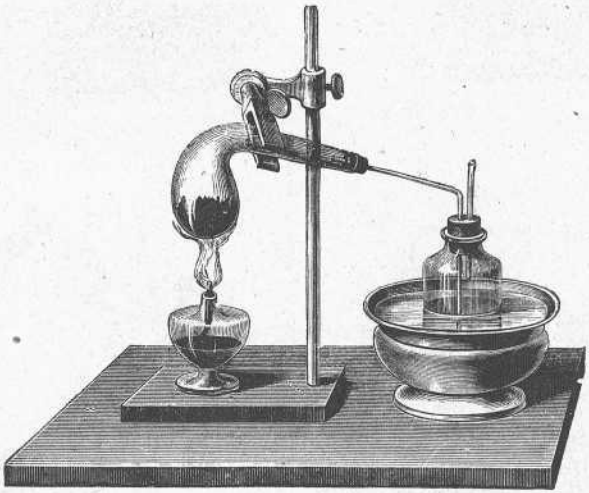


Fig. 70.

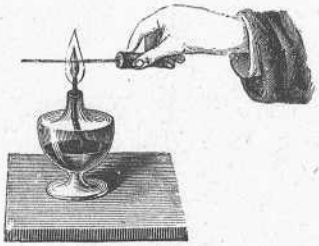


Fig. 71.

Fig. 72.

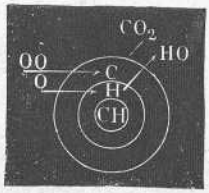


Fig. 73.

Fig. 74.

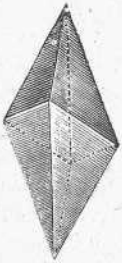


Fig. 75.

Fig. 76.

Fig. 77.

Fig. 78.

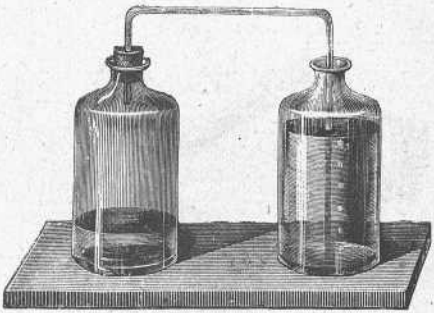


Fig. 79.

Fig. 80.

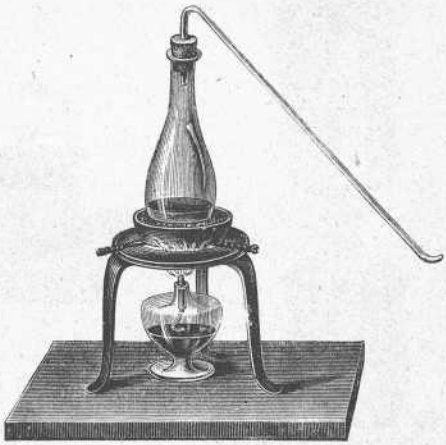


Fig. 83.

Fig. 82.

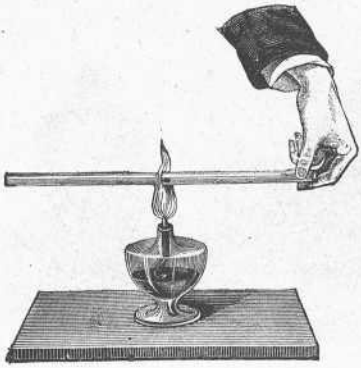


Fig. 81.

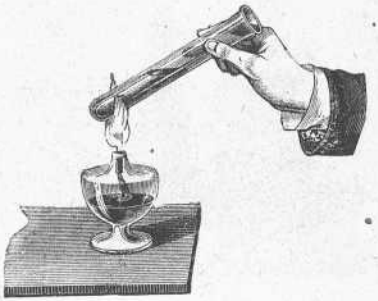


Fig. 84.

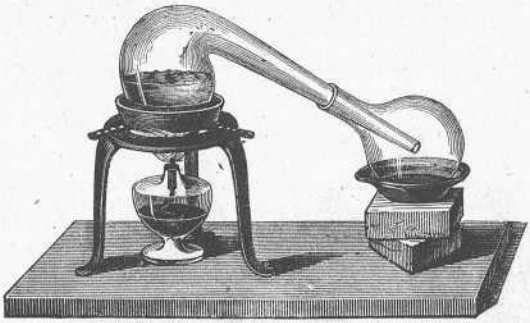


Fig. 85.

Fig. 87.

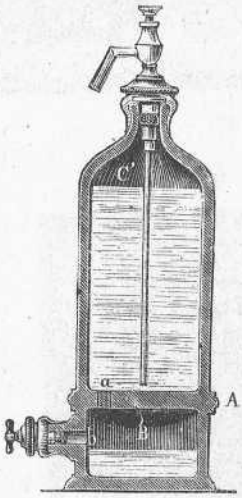


Fig. 88.

Fig. 90.

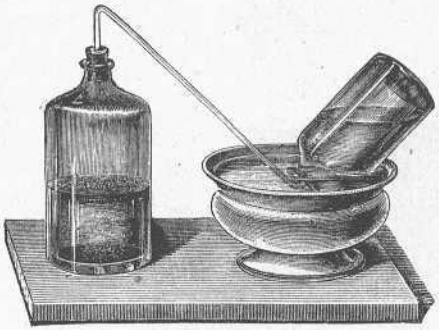


Fig. 86.

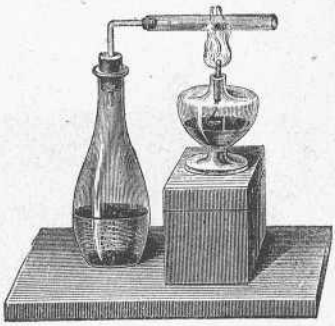


Fig. 89.

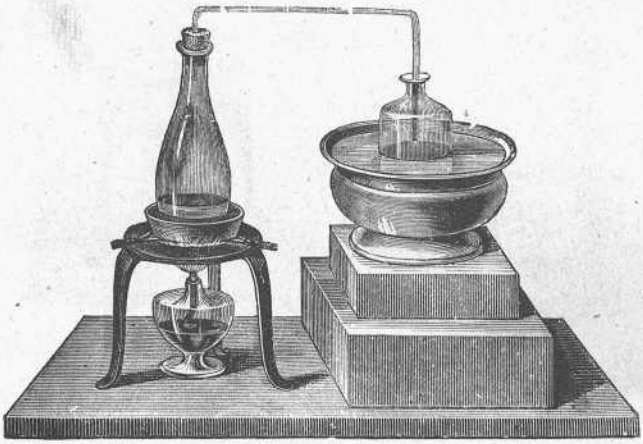


Fig. 91.

Fig. 92.

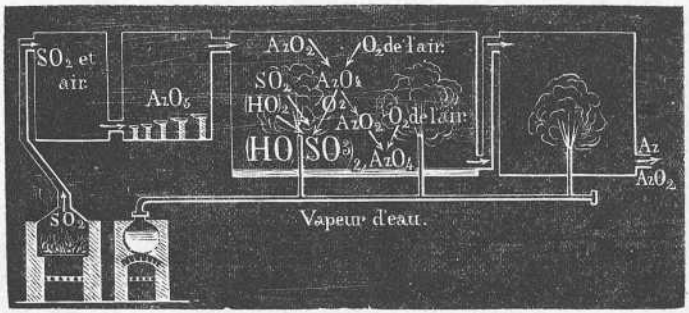


Fig. 93.

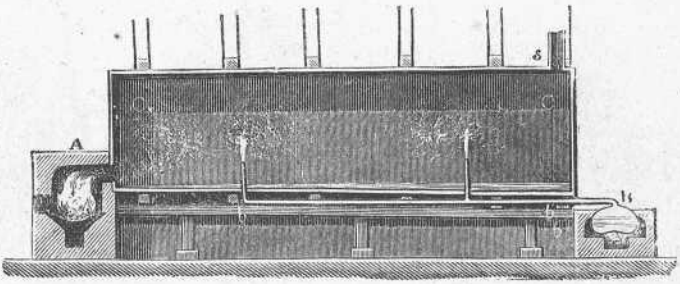


Fig. 94.

Fig. 95.

Fig. 96.

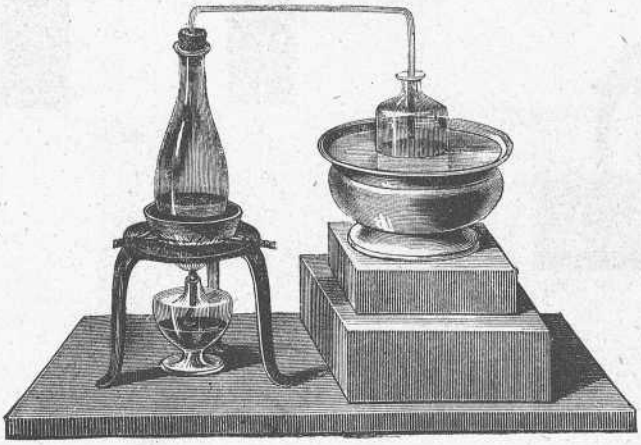


Fig. 98.

Fig. 97.

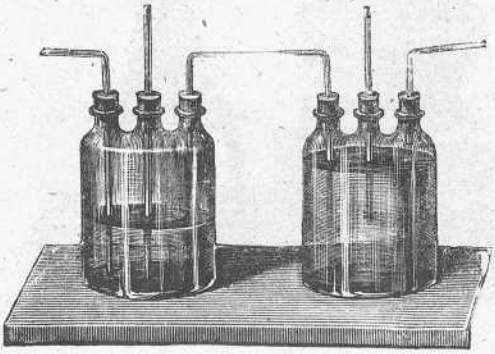


Fig. 99.

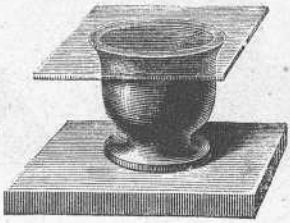


Fig. 100.

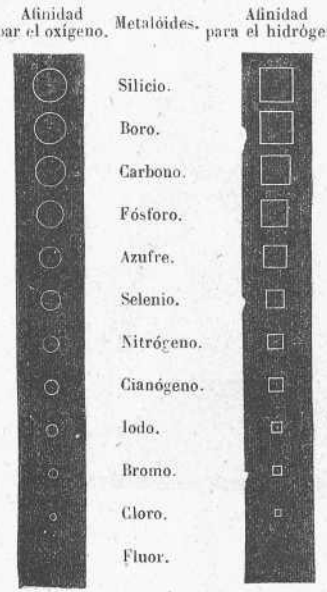


Fig. 101.

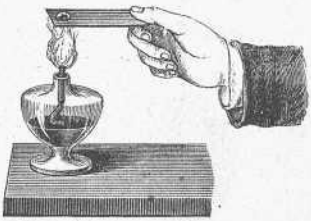


Fig. 102.

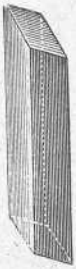


Fig. 103.

Fig. 106.

Fig. 107.

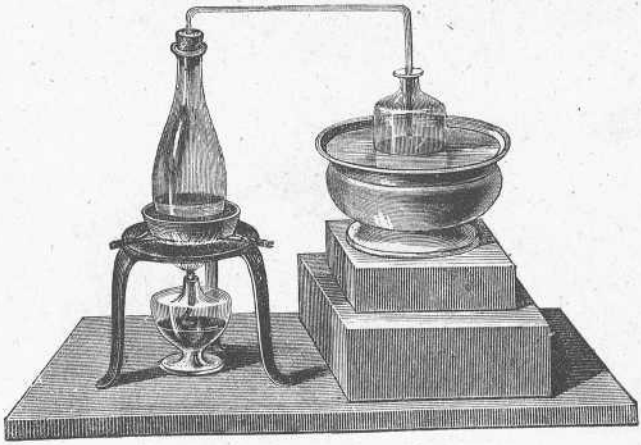


Fig. 104.

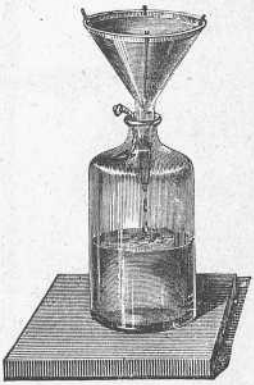


Fig. 105.

Fig. 108.

Fig. 109.

Fig. 110.

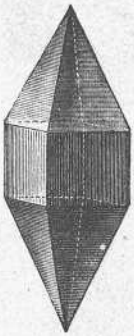


Fig. 113.

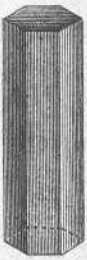


Fig. 115.

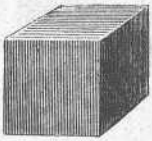


Fig. 112.

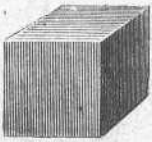


Fig. 114.

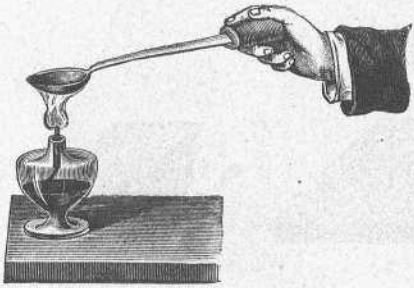


Fig. 111.

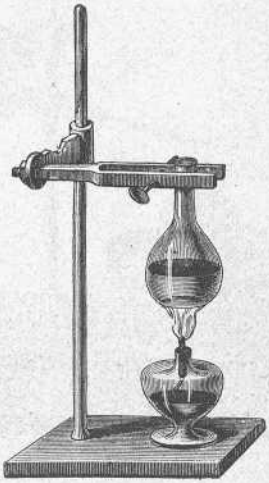


Fig. 116.

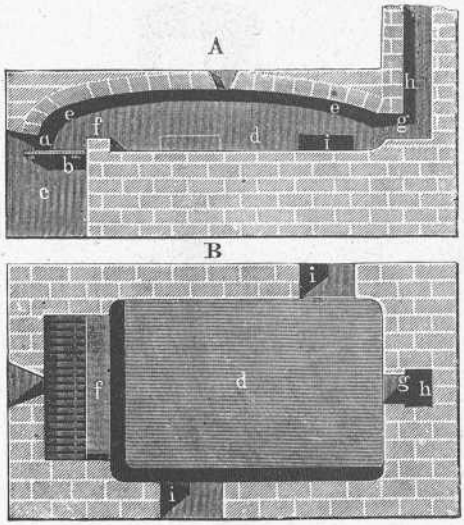


Fig. 117.

Fig. 118.

Fig. 120.

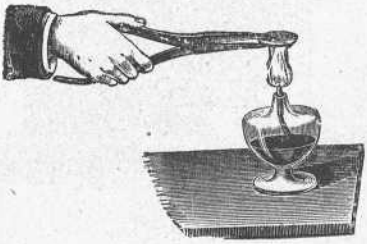


Fig. 122.

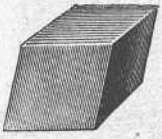


Fig. 119.

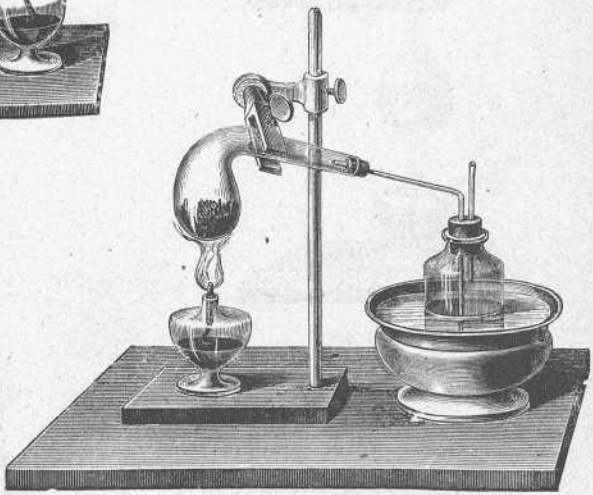


Fig. 121.

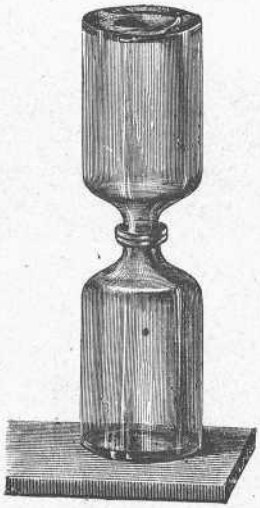


Fig. 123.

Fig. 126.

Fig. 127.

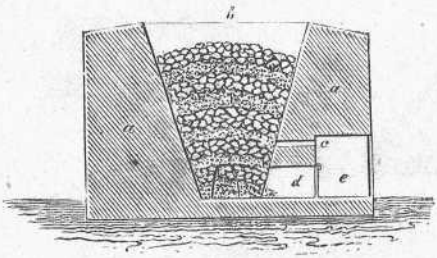


Fig. 124.

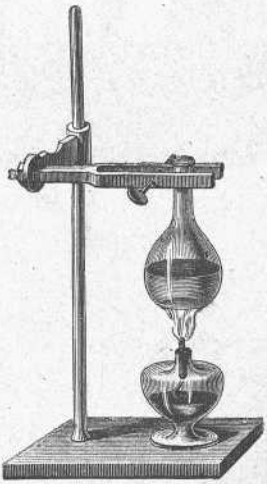


Fig. 128.

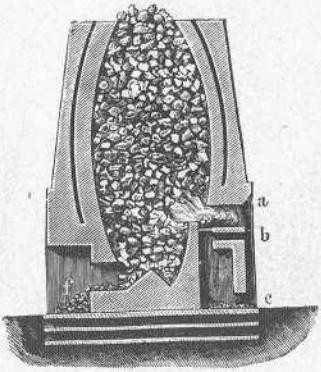


Fig. 125.

Fig. 129.

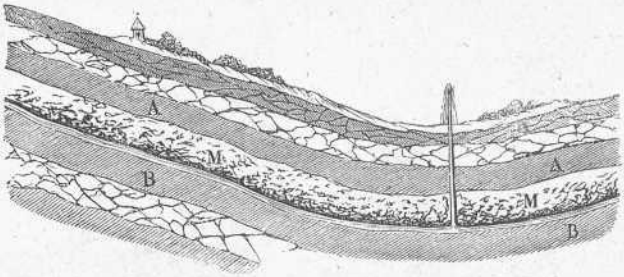


Fig. 130.

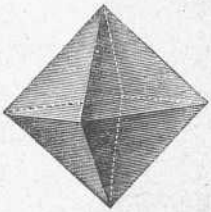


Fig. 134.

Fig. 131.

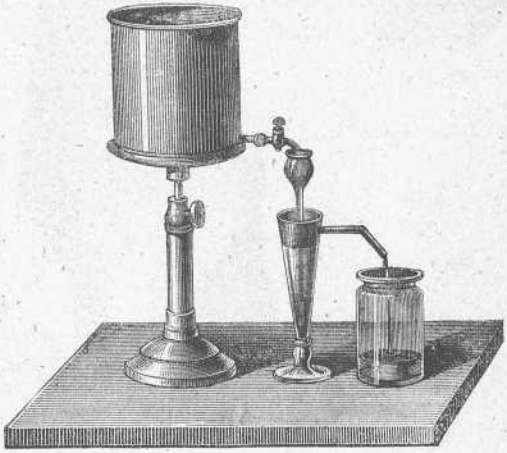


Fig. 133.

Fig. 135.

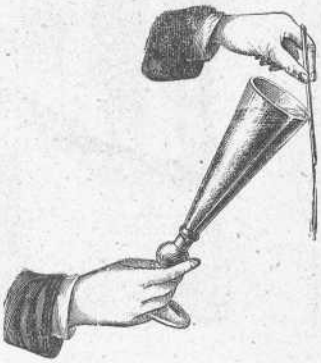


Fig. 132.

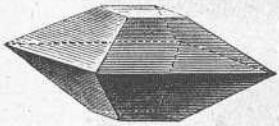


Fig. 138.

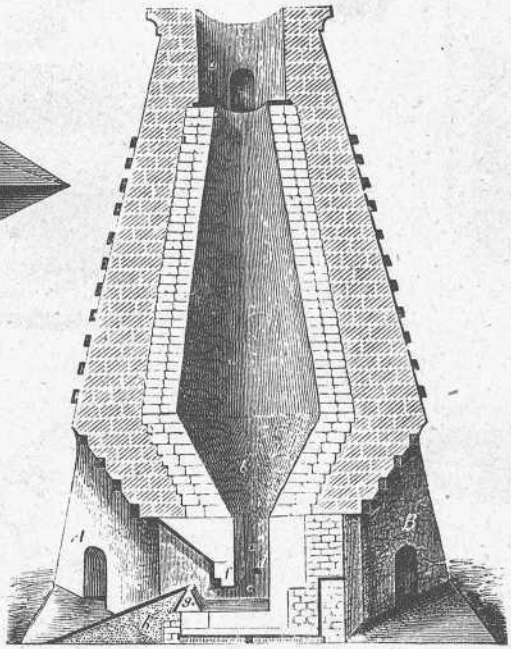


Fig. 136.

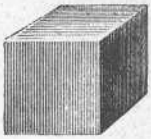


Fig. 139.

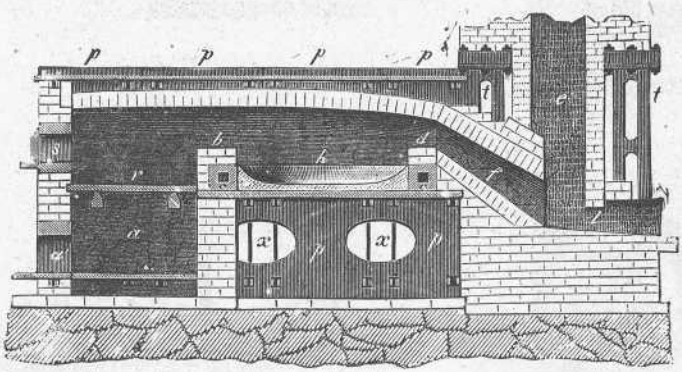


Fig. 137.

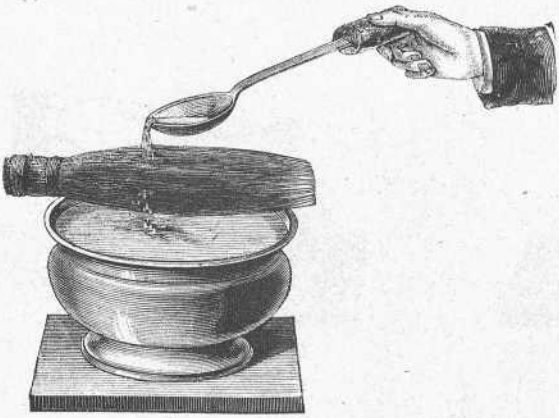


Fig. 140.

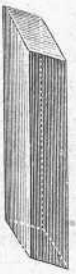


Fig. 141.

Fig. 146.

Fig. 142.

Fig. 143.

Fig. 147.

Fig. 144.

Fig. 145.

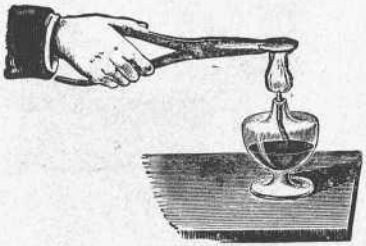


Fig. 148.

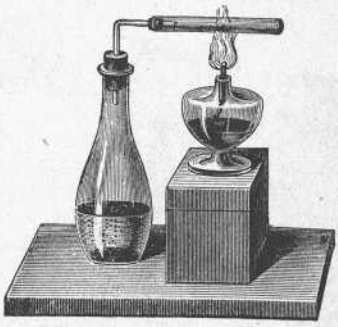


Fig. 149.

Fig. 150.

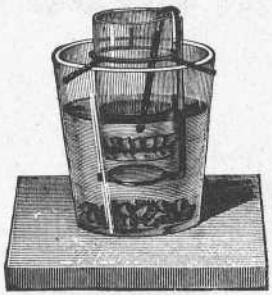


Fig. 152.

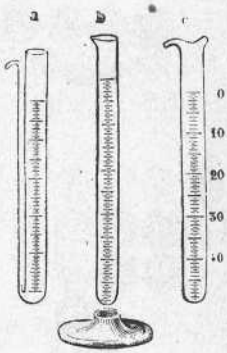


Fig. 153.

Fig. 151.

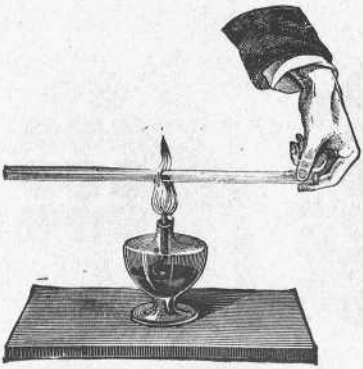


Fig. 155.

Fig. 154.

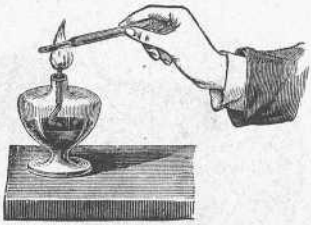


Fig. 156.

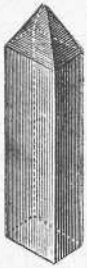


Fig. 157.

Fig. 158.

Fig. 159.

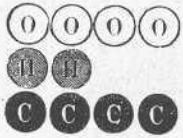


Fig. 160.

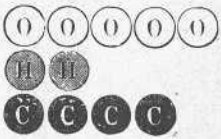


Fig. 161.

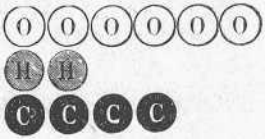


Fig. 162.

Fig 163.

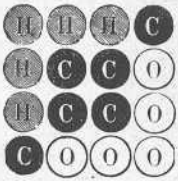


Fig. 164.

Fig. 167.

Fig. 165.

Fig. 166.

Fig. 168.

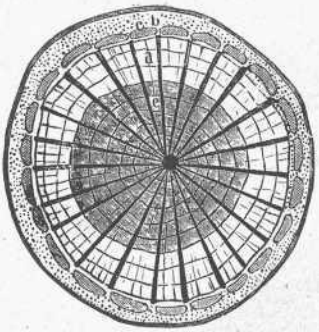


Fig. 169.

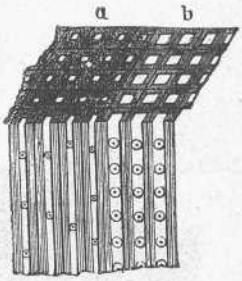


Fig. 170.

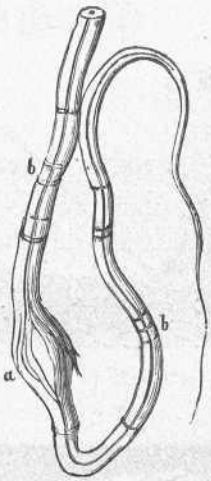


Fig. 171.

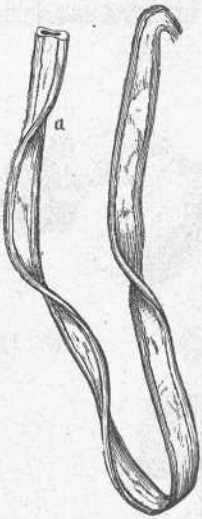


Fig. 172.

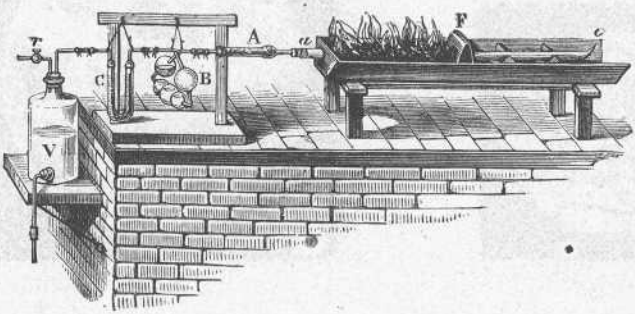


Fig. 173.

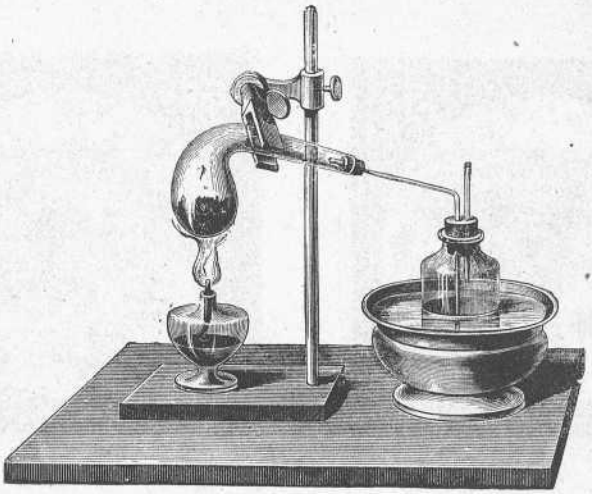


Fig. 174.

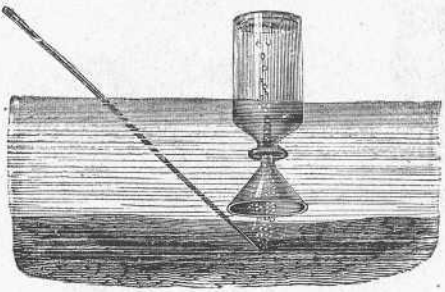


Fig. 175.

Fig. 176.

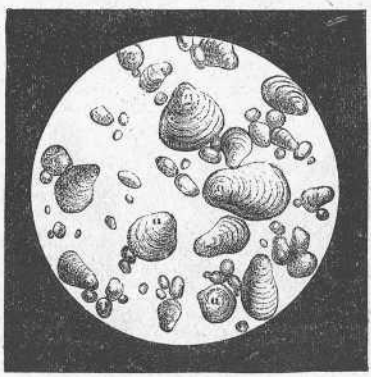


Fig. 178.

Fig. 177.

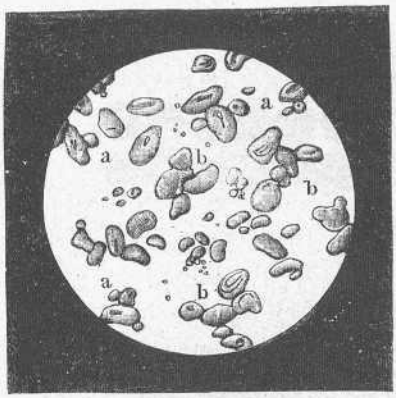


Fig. 179.

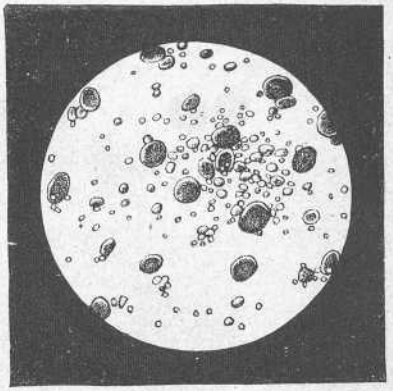


Fig. 180.

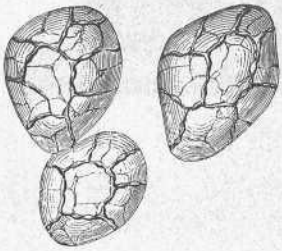


Fig. 181.

Fig. 183.

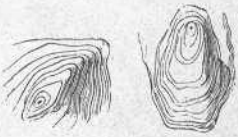


Fig. 182.

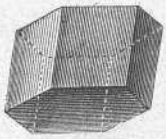


Fig. 184.

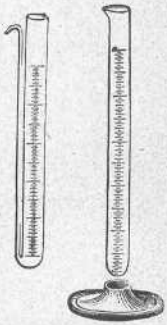


Fig. 185.

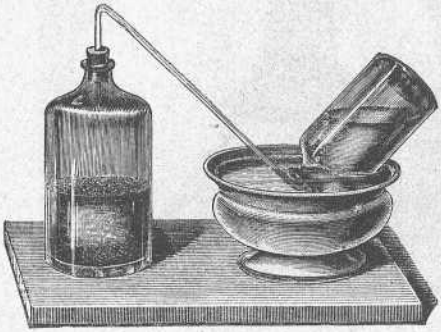


Fig. 187.

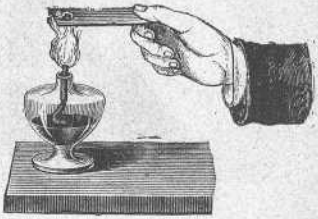


Fig. 186.

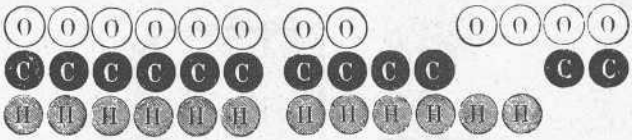


Fig. 188.

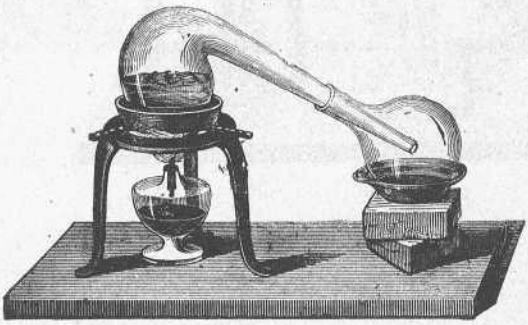


Fig. 189.

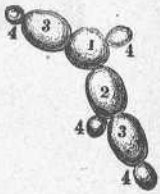


Fig. 190.

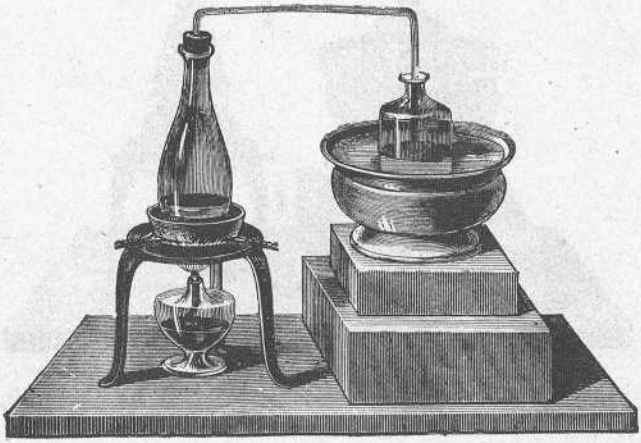


Fig. 191.

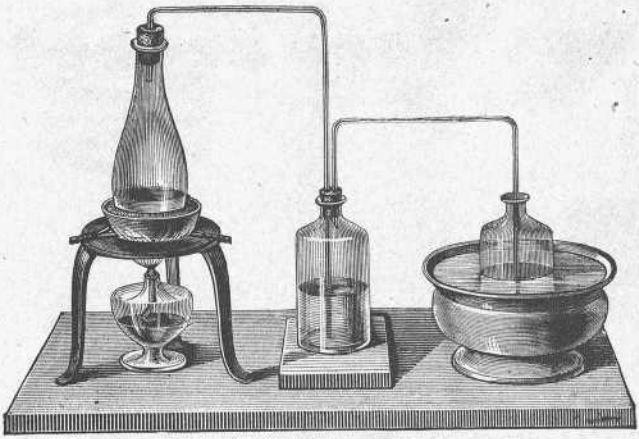


Fig. 192.

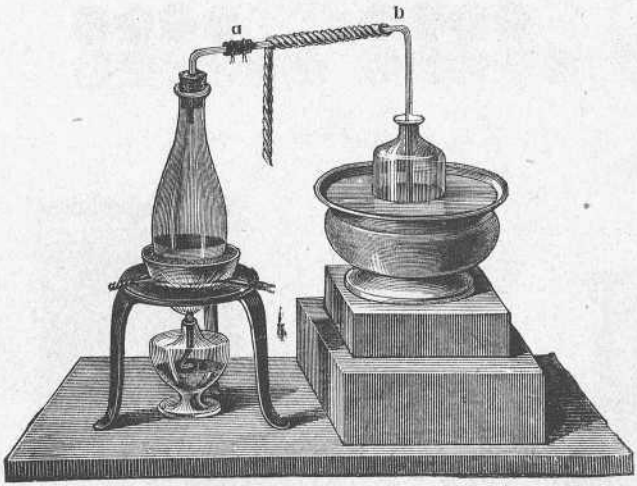


Fig. 193.

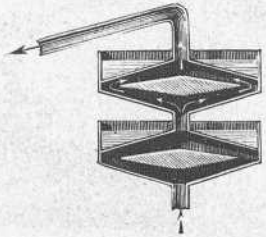


Fig. 194.

Fig. 195.

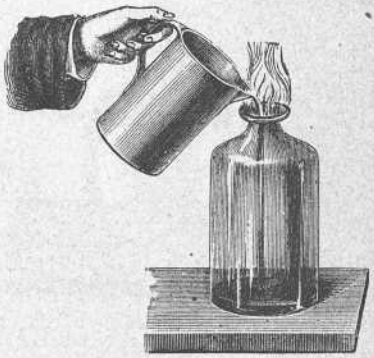


Fig. 196.

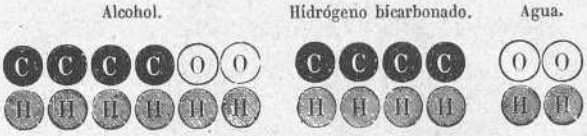


Fig. 197.

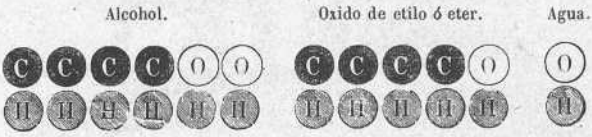


Fig. 198.

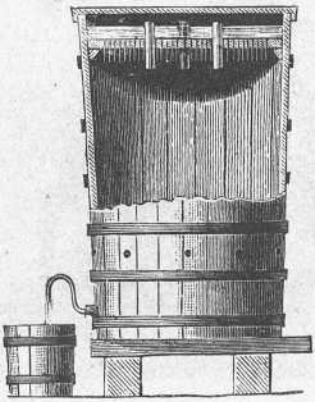


Fig. 199.

Fig. 200.

Fig. 201.

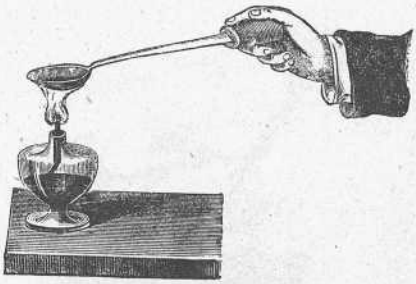


Fig. 202.

Fig. 205.

Fig. 203.

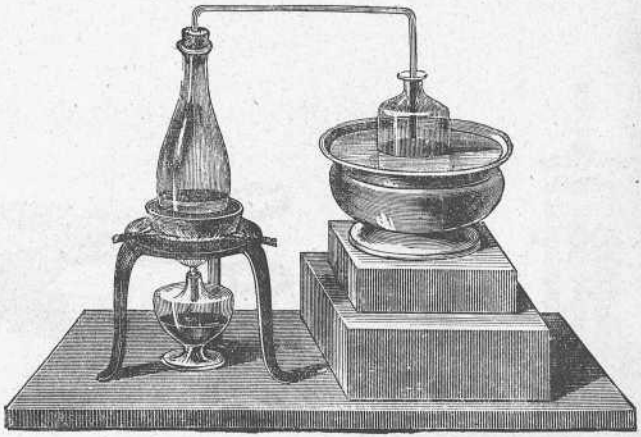


Fig. 206.

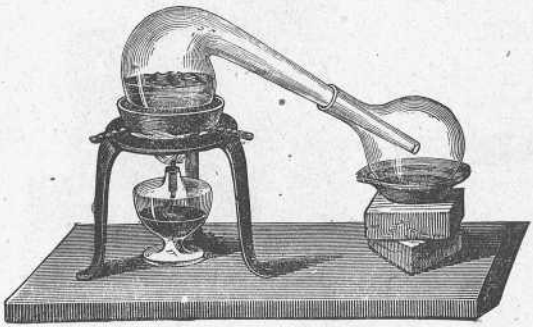


Fig. 207.

Fig. 204.

Fig. 208.

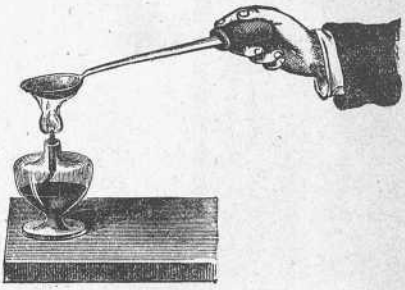


Fig. 209.

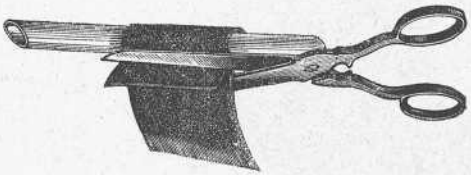


Fig. 210.

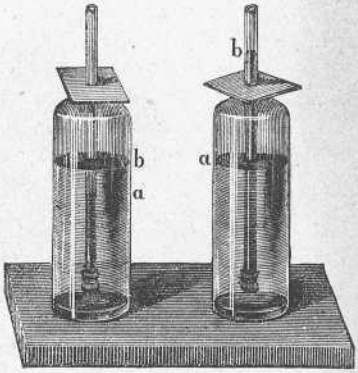


Fig. 212.

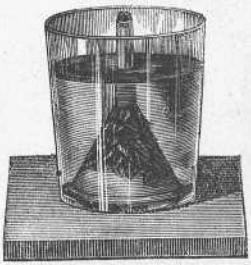


Fig. 213.

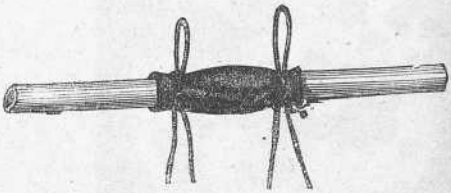


Fig. 211.

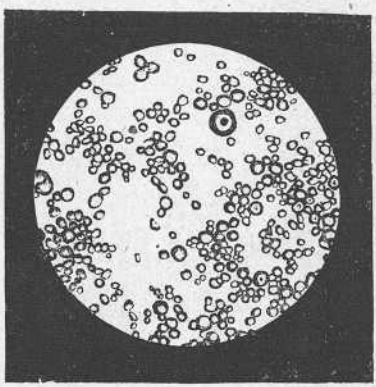


Fig. 214.

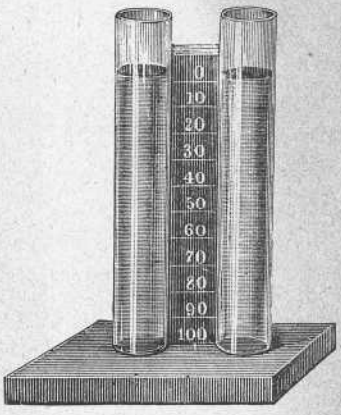


Fig. 215.

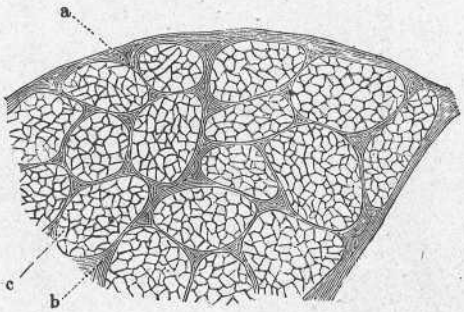


Fig. 218.

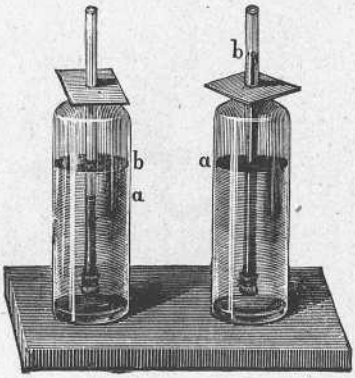


Fig. 216.

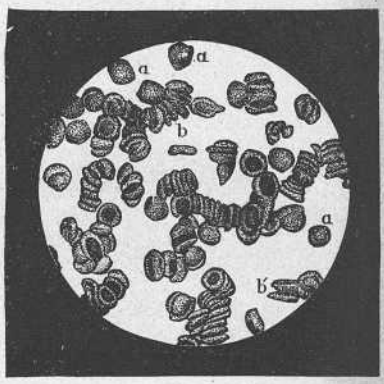


Fig. 217.

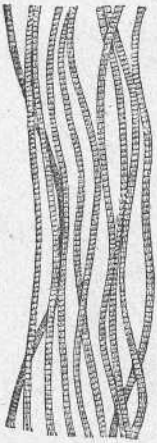


Fig. 219.

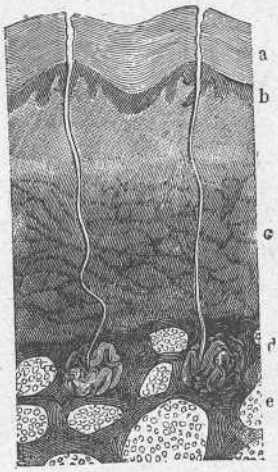


Fig. 220.

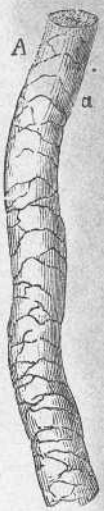


Fig. 221.

Fig. 222.

Fig. 223.

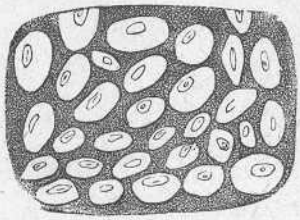


Fig. 224.

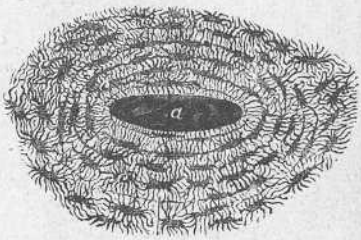
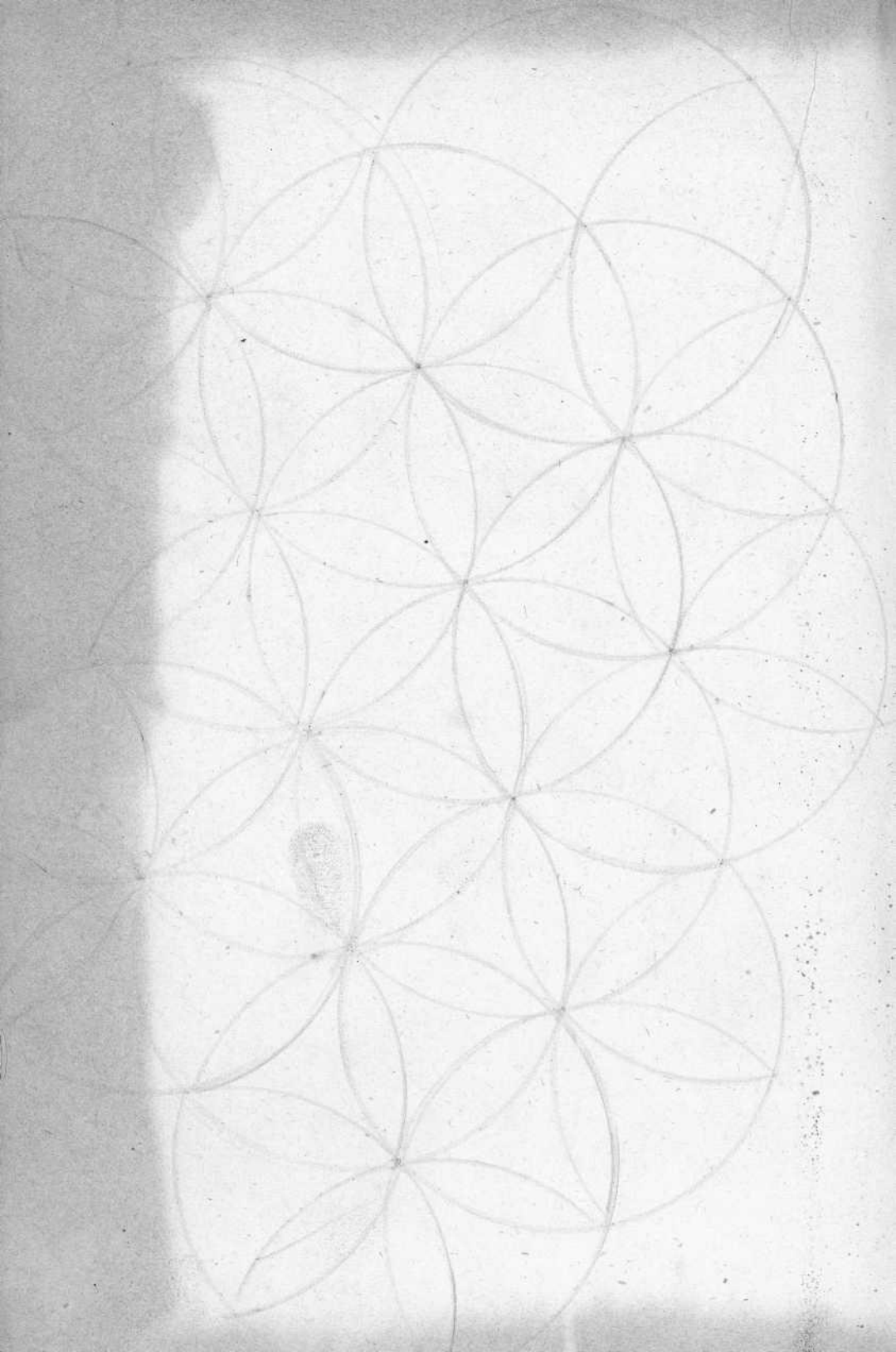


Fig. 225.



STÖCKHARDT

QUIMICA