LECCIONES ELEMENTALES

DE

QUIMICA GENERAL.

LECCIONES ELEMENTALES

DE

QUIMICA GENERAL,

para uso de los alumnos

DE MEDICINA, CIENCIAS, FARMACIA, INGENIEROS INDUSTRIALES, AGRÓNOMOS, DE MINAS, ETC., ETC.

POR

D. R. T. MUÑOZ DE LUNA,

Catedrático de Química general de la Universidad Central; Jefe y profesor del gabinete de física y química de S. M.; Comendador de la Real y distinguida órden de Cárlos III; Doctor en las facultades de Ciencias y de Farmacia; Miembro corresponsal de la sociedad Química de París; Sócio de las Academias y Colegios de Farmacia de París, Madrid, Nantes, Barcelona y Granada: Individuo de número de la Academia Médico-quirúrgica Matritense; Corresponsal de la Real Academia de Medicina de Madrid; Sócio de número de la Económica Matritense; Ex-individuo de la Junta de policía Urbana; premiado dos veces con medalla de oro, y en público concurso, por la Real Academia de Ciencias de Madrid; con mencion honorífica en la exposicion universal de París, y en la de agricultura de Madrid; Vocal de la Junta de Aduanas y aranceles etc. etc.

SEGUNDA EDICION NOTABLEMENTE AUMENTADA Y CORREGIDA

TOMO I.

MADRID:

Libreria de SANCHEZ, calle de Carretas, núm. 21.

1864.

Estab. tip. de A. Peñuelas, plazuela del
Conde de Miranda, núm. 1.

ADVERTENCIA.

Al publicar la segunda edicion de mis *Lecciones de Química general*, juzgo indispensable exponer en este sitio todas las mejoras que he procurado introducir en ella, tanto en la parte distributiva de los diferentes tratados que comprende, como respecto á las novedades científicas que desde la primera aparicion de mi obra (1861) hasta hoy, he ido coleccionando, para adicionarlas metódicamente en esta nueva edicion.

A nadie se le oculta la grande dificultad que ofrece confeccionar un libro de la índole del mio, no tanto por los hechos científicos que en si abraza, supuesto que estos se hallan en todas las obras de química moderna, sino por el tacto especial que se necesita para su entendida eleccion, conforme al objeto de la asignatura é inteligencia de los discípulos; por el plan metódico, bajo el que se distribuyan, y sobre todo, por la claridad con que deben ser descritos estos mismos hechos y enunciadas las teorías.

Así que, séame lícito esperar indulgencia para mi obra de los doctos y demás personas conocedoras de

las dificultades á que me refiero, sea por la educacion científica que posean, como por haber publicado algun trabajo análogo ó parecido á este, y saber por esperiencia propia los mil escollos que se presentan al realizarlo.

No tengo la pretension de haber hecho un libro perfecto, en su clase, ni mucho ménos; pero me anima la creencia de que con él he prestado un servicio á la enseñanza química española, trazando para el estudio elemental de nuestra ciencia, y conforme al plan universitario vigente, un modelo sobre el que, podrán construir en adelante magníficos monumentos científicos, otras mejores inteligencias, supliendo con sus talentos lo que de suficiencia, método y claridad á mí me falte; pero no de buena voluntad y ardiente anhelo por lo mejor y más útil en este sentido.

He consignado ya en algunas de mis obras, que en las ciencias de hechos no cabe más originalidad que la forma particular con que estos se agrupen y traten por cada autor, además de los que él añada de su propia cosecha: bajo este punto de vista creo que puedo estar tranquilo, toda vez que el método adoptado en mi obra corresponde á un plan trazado con mucha anterioridad á la primera publicacion de ella; método que me está dando, hace muchos años, excelentes resultados en mi enseñanza; y en cuanto á mis trabajos y teorías particulares, me seria harto difícil detallarlos con exactitud en este momento, porque están entrañados de tal manera con los hechos comunes á todos los tratados de Química moderna, que casi forman un cuerpo único y homogéneo, siendo quizá debido á esto el carácter especial de originalidad que pueda ofrecer mi libro.

Por lo demás, la presente edicion constituye en cierto modo una obra nueva, respecto de la anterior,

bajo el doble concepto de su parte material y científica, como le es fácil comprobar á cualquiera que desee tomarse el trabajo de computar ambas ediciones; y á fin de facilitarle semejante molestia voy á indicar á continuacion las mejoras más importantes á que me refiero y son las siguientes:

1.ª Mayor número de grabados, bien sea para representar aparatos de mi invencion ó bien los ideados por otros profesores.

2.ª Añadir un resúmen á la leccion primera, verdadera introduccion al estudio de la Química general.

3.ª Poner aplicaciones terapéuticas, describiendo la forma y dósis administrativa, de casi todos los cuerpos simples y compuestos objetos de nuestro estudio.

4.ª Incluir en el aire atmosférico algunas observaciones de utilidad, bajo el punto de vista higiénico, así como tambien adicionar en la leccion del ozono, el ozonómetro de Schönbein para hacer toda clase de ensayos clínicos y metereológicos.

5.ª Consignar todos mis trabajos de laboratorio, tanto los inéditos como los publicados en los anales de física y química del Instituto Imperial de Francia, relativos al ozono, nitrógeno; los referentes á higiene, nitrificacion, á mi bolsa química, hilas químico-terapéuticas, etc., etc., esto sin perjuicio de agregar además cuantos descubrimientos ó aplicaciones modernas, relativas á la medicina, farmacia é industria, y de cierto carácter general, han visto la luz pública en el extranjero desde el año de 1861, época en que apareció la primera edicion de mi obra, hasta el dia.

6.ª Ampliar la química orgánica en la parte correspondiente á la fisiología, patología y diagnóstico médico.

7.ª Y en fin, incluir dos apéndices en los respecti-

vos tomos, constituyendo principalmente el del primero la descripcion del espectrógrafo y método de Bunsen y Kirchoff para la análisis espectral, y formando el segundo un pequeño diccionario de sinonimia químico-farmacológica destinado á enlazar, como recuerdo histórico en la ciencia, los nombres del pasado con la nomenclatura filosófica moderna.

Propagar con mi insignificante accion é iniciativa los conocimientos químicos, que tantos beneficios han de proporcionar á España en las ciencias, en las artes é industria, y particularmente en la agricultura; hé aquí el principal móvil que siempre me ha guiado en todas mis obras.

Dichoso yo si consigo hacer con ella á mi pátria y á mis discípulos el más pequeño bien práctico, siquiera en recompensa de lo mucho que para ambos objetos queridos ambiciona mi corazon.

Madrid 11 de Junio de 1864.

Ramon Torres Muñoz de Luna.

LECCION PRIMERA.

Influencia de las ciencias naturales en la moral cristiana.—Relacion de la Química con las demás ciencias naturales.—Importancia moral y social de la Química.—Servicios prestados por los alquimistas y sus sucesores á la Química moderna.—Objeto, estension y órden metódico relativo á la asignatura.—Prolegómenos de Química general.—Resúmen.

Dos medios tiene el hombre para llegar á comprender la sabiduría y bondad del Supremo Hacedor. La religion y el estudio de las ciencias naturales: el primero, se apoya en la fé y en el conocimiento exacto de la Sagrada Historia; el segundo, en esa especie de nueva religion de convencimiento, que ofrece al hombre pensador, el estudio filosófico de la estructura de un insecto, de una planta, ó la prodigiosa prevision con que están distribuidas á los principales agentes del globo las sábias leyes, que permiten pueda existir, hasta la consumacion de los siglos, el sublime equilibrio á que debe su existencia el universo.

Y como quiera que la Química forma una parte principal del estudio de las ciencias naturales, es evidente que ha de participar como ellas, del interés moral indicado. En efecto; si lo que eleva al hombre culto sobre los demás séres, es su inteligencia, destello de la luz divina, no hay duda que cuanto mas la cultive en el conocimiento del infinito poder y bondad del Ser Supremo, fuente de toda sabiduría y origen del pensamiento, más se engrandece y perfecciona aun entre sus propios semejantes; sus sentidos se multiplican, á la vez que las ideas nuevamente adquiridas y su espíritu inmortal se orienta

por el camino que conduce á Dios, iman de nuestra alma.

Pero si prescindiendo de todo sentimiento de amor y veneracion al Ser Eterno, fundado en la fé divina é historia de nuestra sacrosanta religion, queremos rendir á la inteligencia de Dios el culto de respeto y acatamiento que el mundo ilustrado concede á los primeros hombres, en todos los ramos del saber; ¿qué otra ciencia puede quilatar mejor esa soberana inteligencia, que aquella cuyo objeto es el estudio de la naturaleza?

Por ventura, quien no sea músico, ni pintor, ni matemático, ¿podrá apreciar el valor de Rossini, Murillo ó Newton? Pues si para conocer al *génio*, como el mundo dice, en un ramo cualquiera del humano saber, es condicion indispensable seguir su huella, estudiar su ciencia ó arte, ¿qué mas lógico que estudiar la naturaleza para *juzgar* con acierto de la sabiduría de su Divino Autor?

Seria hasta enojoso el prolongar por más tiempo las razones que hemos creido conveniente aducir, para justificar una verdad con la que de seguro están identificadas todas las personas cultas, á saber: que el estudio de las ciencias químicas ofrece, como consecuencia de las naturales, una importancia altísima, bajo el punto de vista filosófico y moral.

¿Pero qué relacion tiene la Química con las demas ciencias naturales?

Vamos á saberlo.

Acontece con los conocimientos humanos, particularmente con aquellos que se refieren á cierto órden de hechos, lo que con la instalacion y desarrollo de las colonias; empiezan por un núcleo y van progresivamente enriqueciéndose en número y calidad los objetos, hasta que, no obstante la oportuna clasificacion para facilitar su estudio, el hombre se ve precisado á invadir un nuevo continente, en donde merced á algunas semillas, fruto de anteriores estudios, cultiva en el virgen terreno otra nueva ciencia, que á su vez seguirá más ó menos tarde el rumbo trazado; y si á esto se agrega lo limitado de la vida del hombre para conocer elementalmente las primeras nociones de las cosas, que más hieren nuestros sentidos en la edad de la razon, comprenderemos sin esfuerzo alguno la necesidad que ha habido de dividir y subdividir la

ciencia de la naturaleza, que es única como su Divino Hacedor.

Sin embargo, podemos considerar todos los objetos del mundo que habitamos como una inmensa exposicion universal, en la que los hombres científicos desempeñan el papel de jurados, sus obras el de catálogos, y la distribucion del trabajo las clasificaciones metódicas y ordenadas.

La Historia Natural, la Física y la Química, han sido las tres grandes ramas en que primitivamente se dividió el árbol de la naturaleza; siendo preciso, en épocas pesteriores, fraccionar más y más estas mismas ramas por la marcha natural del progreso humano, así como continuarán dando nuevas y fecundas semillas que ofrecerán lozanos y abundantes frutos en los futuros tiempos.

Pero si bien la Química comparte de comun con las demas ciencias citadas, el estudio de los cuerpos naturales, la índole de su estudio nos marca bien la diferencia que la distingue clara y precisamente de ellas; en efecto, mientras que el mineralogista, botánico y zoólogo, se limitan á la observacion individual de los séres, describiéndolos con exactitud, distinguiéndolos con precision y clasificándolos metódicamente, para reconocerlos todos y diferenciarlos entre sí, sea cualquiera la modificacion en que se hallen en la naturaleza; y asi como el físico se ocupa solamente de las propiedades generales de los cuerpos, considerándolos como masas, estudiando las leyes á que están sujetos, pero sin alterar en lo mas mínimo su naturaleza ó esencia; el químico, por el contrario, contempla los cuerpos, no como masas ó individuos determinados, sino como agregados ó compuestos de partículas sumamente pequeñas, que obran al contacto ó á distancias imperceptibles; como agentes de composicion, que determinando acciones recíprocas, alteran profundamente la naturaleza de las sustancias, y destruyen unas para dar orígen á otras nuevas, ó para aislar algunos de sus factores; el químico, es finalmente, un grande artífice en la naturaleza, que haciendo de la materia un nuevo Proteo, la metamorfosea de una manera prodigiosa, por medios analíticos y sintéticos, auxiliando con su poderosa cooperacion, ora á la medicina, ora á la agricultura, ó bien á la industria, ó bien, en fin, á las bellas artes.

El célebre Bergmann hizo ver, con notable propiedad, la relacion que tienen entre sí los tres principales ramos que constituyen el hermoso árbol de la naturaleza, al consignar que su estudio debe compararse á la lectura de un libro escrito en un idioma desconocido; seria preciso, dice, comenzar por conocer los caracteres ó letras, y este es el objeto de la Historia Natural; en seguida reunirlas para formar las sílabas, y esto es lo que hace la Física; por último, combinar las palabras entre sí y hallar el sentido de las frases, que es precisamente el objeto de la Química.

Porque importa mucho tener en cuenta, desde ahora, que la materia siempre es la misma, que no se pierde ni un átomo de ella, que no hace mas que cambiar de forma; de tal manera, que el mismo número, calidad y peso poseen hoy, y probablemente tendrán hasta la consumacion de los siglos, los cuerpos elementales que la constituyen, que tuvieron el dia en que Dios los arrojó á este mundo; «pues así como la gene»racion actual toma los alimentos necesarios al desarrollo de »su inteligencia, en los productos intelectuales de otras gene»raciones, del mismo modo nuestro organismo halla los ele»mentos materiales indispensables á su alimentacion física, en »los cadáveres de las generaciones anteriores. La muerte, la »disolucion de una generacion entera, es por consiguiente el »manantial de vida de una nueva generacion. El mismo átomo »de carbono, que como elemento de la fibra del corazon de »un hombre, pone en movimiento la sangre de sus venas, ha »formado parte quizá del corazon de uno de sus antepasa»dos (1).»

Para comprobar esta bella y filosófica descripcion que del círculo perpétuo de la materia hace mi querido y sabio maestro, el inmortal Liebig, no hay mas que observar con detencion lo que acontece á un ser organizado, vegetal ó animal, cuando privado de la influencia organizadora, preservativa y reconstituyente, de la fuerza vital, en fin, queda expuesto al influjo de las reacciones químicas consecuencia constante é inevitable de la muerte: sígase paso á paso la descomposicion ó putrefaccion de un cadáver, y se verá, no sin religiosa ad-

(1) Liebig, *Nuevas cartas sobre la Química.*

miracion, que escepto los huesos, es decir, la tierra que vuelve á la tierra, todas las demas partes sólidas y líquidas que le constituyen y que representan los elementos agrupados en complicado conjunto orgánico, en virtud, ó principalmente cuando menos, de la fuerza vital, se transforman en otros cuerpos, apenas falta esta misteriosa accion, y desaparece rápidamente el laborioso edificio organizado; se verá como se simplifican todos los átomos compuestos en la combinacion mineral mas sencilla, desapareciendo todo el carbono, bajo la forma elemental de ácido carbónico; todo el hidrógeno, bajo la forma de agua; todo el nitrógeno, bajo la forma de amoniaco, y todo el azufre, en fin, bajo la forma de hidrógeno sulfurado ó ácido sulfúrico, para servir despues y en tan sencillas combinaciones, de alimento y vida á otros séres: no de otra manera, que esas jigantes rocas que desquiciándose desde su elevada altura, van desmoronándose poco á poco, hasta que trocadas en menuda arena, forman el seno fertilizador de lozanas plantas.

La vida es *una gran síntesis de la materia, bajo la influencia de ese quid divinum*, de esa entidad misteriosa, de esa fuerza vital, ó llámese como quiera, que tomando del mundo físico y organizado algunos elementos casi minerales, ó algunos grupos moleculares en estremo sencillos, los va complicando sin cesar en el admirable laboratorio humano, hasta llegar á constituir, desde el átomo mas rudimentario del organismo, hasta el mas complejo; desde la celdilla elemental hasta el cerebro humano. El alma á semejanza de un gas divino, funciona con la mayor libertad y cociencia propia de su accion independiente, peculiar y distinta de todo lo creado, en el seno de esta maravillosa máquina viviente.

La muerte, por el contrario, es una grande y *solemne análisis* de la materia organizada, provocada por las afinidades químicas, bajo el influjo de los agentes físicos, el aire, la humedad y el calor. Volada al cielo el alma, ese éter divino y misterioso de la vida, cesa al punto la continua actividad del organismo; la máquina humana, falta de motor, se para y trábase entonces encrespada lucha entre la inercia de los átomos complejos, creados durante la vida y que aun conservan como el calor de la fuerza singular que los produjo y el in-

cesante empuje del oxígeno del aire, favorecido por los agentes meteorológicos. La materia cede al fin y sucumbe, desmoronándose poco á poco la estátua humana, hasta convertirse en gases minerales; porque escrito está por el gran legislador del universo, que con los despojos del mundo organizado, se han de nutrir las nuevas generaciones, así como á su vez los restos de la vida intelectual servirán de alimento á las futuras inteligencias.

Examínese sino, con alguna reflexion, lo que sucede en la combustion de una bujía y se comprenderá mejor, por este ejemplo práctico, la verdad de lo que estamos diciendo. En efecto, supongamos una vela constituida por una grasa elaborada en su orígen con los elementos minerales hidrógeno y carbono, bien sea en el admirable organismo de una planta, ó en el no menos sublime de un animal, en virtud, ó principalmente, segun dejamos dicho, de la fuerza vital; y que despues, ha sido convertida por la hábil industria, en una sustancia combustible y de limpio aspecto, que todo el mundo conoce con el nombre de *estearina*, cuya composicion, en estado puro, es representada por los químicos por un grupo molecular constituido de 12 partes de hidrógeno, 76 de carbono y 12 de oxígeno; por manera, que si admitimos que dicha vela pesa 50 gramos, tendremos (aun cuando se incluya la torcida, que como sustancia vegetal tambien, celulosa, representada por hidrógeno 9, carbono 12 y oxígeno 9), que en estos 50 gramos de grasa sólida, hay 6 gramos de hidrógeno, 38 de carbono y 6 de oxígeno.

Adoptado esto, pasemos á considerar el fenómeno de la combustion: este consiste esencialmente en la combinacion, mediante cierta temperatura, del oxígeno del aire, con los elementos combustibles de la sustancia grasa que constituyen la bujía, es decir, del carbono y del hidrógeno: por la temperatura inicial de un cuerpo en combustion cualquiera, un fósforo por ejemplo, determinamos la union del oxígeno del aire con el carbono ó hidrógeno del algodon, producto vegetal tambien, segun dejamos dicho; el primer efecto del calor, originado por la combustion de los elementos de la torcida, es la fusion de la grasa que, en virtud de la capilaridad de los tubitos de algodon de la mecha, asciende por ellos, y reducida á

gases inflamables, en el foco de mayor temperatura, esperimenta bajo este último y mas divisible estado la verdadera combustion de sus elementos carbono é hidrógeno, que uniéndose con el oxígeno del aire desaparecen bajo la forma de ácido carbónico y de agua. Pues bien, esta transformacion se efectúa, en condiciones tales, que si le es posible al observador recoger cuidadosamente estos productos gaseosos, justificará hasta la evidencia, mediante la análisis, que los elementos de la bujía no han hecho más que cambiar de estado; de tal manera, que sustrayendo del ácido carbónico y del agua originados, el oxígeno del aire absorbido, resultarán exactamente los 38 gramos de carbono, los 6 gramos de hidrógeno, y en fin, los 6 de oxígeno que componen los 50 gramos de grasa; es decir, el peso exacto de la vela supuesto anteriormente.

Despues de este ejemplo, generalizable á todos los casos de combinacion y descomposicion de los cuerpos, en virtud de la fuerza vital ó química, no cabrá duda alguna de que la materia siempre es la misma, que no se crea ni disminuye un átomo de la ya conocida, que no hace más, en fin, que cambiar de forma.

Justificado, por lo que dejamos dicho, el objeto especial que se propone el químico en sus investigaciones, que no es otro que metamorfosear la materia, por medios más ó ménos en relacion con la análisis ó la síntesis; caracterizada la particular índole de esta ciencia, respecto de las demás con quienes conserva cierta semejanza de familia, nos ocuparemos de la importancia social que la Química tiene relativamente á los demás conocimientos humanos.

Cuando á impulsos de un sentimiento patriótico, envidiamos el estado floreciente y próspero de las naciones que figuran á la cabeza de la civilizacion europea, no hacemos más que envidiar la inteligente aplicacion de las ciencias físicas y químicas al desarrollo de su riqueza: este es, y no otro, el origen de su bienestar y poderío. Suprímase de Francia, Inglaterra y Alemania el comercio moderno, al que han dado vida y nutren estos conocimientos convertidos en industrias, y se verá como decaen esos paises y se van acercando al nuestro, en donde, por razones que no son de este lugar, apenas

comienzan á sentirse los signos de vitalidad de estos orígenes de prosperidad y de progreso.

¿Qué otra cosa significan esas grandiosas esposiciones de la industria, que el mundo entero ha admirado el año de 1851 y 1862 en Inglaterra, de 1853 en Baviera, de 1855 en la vecina Francia y de 1857 en la pintoresca Suiza, sino un sublime certámen universal en el que siendo el jurado imparcial, la humanidad entera, cada nacion ha hecho alarde de sus conocimientos físicos y químicos, así como tambien de su destreza, actividad y buen sentido, para metamorfosear la materia de su país, convirtiéndola en fuente fecunda é inagotable de bienestar y riqueza?

Tradúzcase al verdadero lenguaje la calificacion que nuestra patria ha alcanzado en este concurso europeo, respecto de otras naciones, y se verá cómo queda reducida á lo siguiente: «Atraso en el desarrollo y aplicacion de los conocimientos físicos y químicos.»

En efecto, cuán distinto aspecto presentaría el porvenir de España, si ese gran número de hijos inteligentes, de esa juventud comtemporánea, sustituyera la fiebre política que los hace salir anticipadamente de su esfera; esa sed inestinguible devoradora, que tienen todos de llegar cuanto antes y de cualquiera manera al poder, aguijoneados por tristes ejemplos de comparacion, que han dejado una fatal semilla en nuestro suelo, si sustituyeran, decimos, ese lamentable afan por una instruccion más sólida y completa; entonces adquiririan los conocimientos que dan carácter á la presente época; y guiados de ese modo, con la conciencia de su utilidad, podrian, cuando la fortuna los elevara al puesto que ambicionan, dar con iniciativa propia, el impulso conveniente y entendido al país por esa vía de prosperidad y de progreso. ¿Quién desconoce la inmensa diferencia que entonces presentaria España, utilizando con la inteligencia y actividad de otras naciones, los prodigiosos recursos que atesora nuestro privilegiado suelo? Porque no basta ejecutar empíricamente, y á modo de receta, lo que la ciencia ha demostrado ser útil, conveniente y aun preciso, en todos los pueblos de Europa, sino que es necesario identificarse con su utilidad y trasmitirla *con conciencia individual* á los diferentes ramos de la gobernacion del Estado;

tal es, tan grande el poderoso influjo de dichas ciencias sobre el progreso y riqueza de las naciones modernas, que con verdad puede medirse la altura de civilizacion y prosperidad de un pais cualquiera, por la estension de los conocimientos físicos y químicos que posea.

Y por si hay quien piense que exageramos esta importancia, creemos oportuno dejar oir en este momento la autorizada voz del sábio Liebig; ella llevará, no lo dudamos, la conviccion aun á aquellos menos dispuestos á sentirla. Hé aquí como se expresa en el prólogo de sus primeras cartas sobre la Química.

«Seria imposible, aun al más atento observador, comprender nuestra época considerada en su doble aspecto material é intelectual, si no se conociese el enlace oculto de los descubrimientos hechos hasta el dia en beneficio de la vida y de la ciencia. Para el hombre instruido, este conocimiento es una necesidad; porque en él reside la condicion más importante del desarrollo y perfeccion de su vida intelectual. Conocer las causas y fuerzas que sirven de base á tantos y tan interesantes resultados, le es ya ventajoso, porque solamente por los resultados obtenidos pueden aclararse los hechos y leer con seguridad en el porvenir. Familiarizándose con ellos, toma parte en el movimiento científico, conoce fenómenos que consideraba como un emigna ó como hijos del acaso, comprende las nuevas y progresivas tendencias del espíritu de la época, y la conexion que existe entre los hechos le parecerá la más necesaria y natural. Apoderándose de esta manera de las riquezas intelectuales de su tiempo, se aprovecha de sus ventajas, y contribuye al aumento de sus bienes, haciéndolos fructificar para los demás, propagando sus beneficios.»

Mas no se crea que la grande influencia que han ejercido los conocimientos físicos y químicos sobre la civilizacion moderna, se deba únicamente á los esfuerzos de los grandes hombres contemporáneos, de quienes nos ocuparemos más adelante, no; el poderoso impulso viene de mucho más lejos, es la obra generosa de los alquimistas, de aquellos hombres que guiados por una fiebre inestinguible de alcanzar la felicidad absoluta y material sobre la tierra, consumieron toda su existencia, en medio de las mayores privaciones, al pié de sus ornillos, siguiendo con anhelante emocion el curso

de mil reacciones en sus misteriosas sublimatorias, crisoles y redomas; de esos hombres, modelos de constancia tenáz en su idea dominante, vituperados y aun escarnecidos injustamente por críticos superficiales pero á quienes nosotros saludaremos hoy con respetuosa veneracion como á los fundadores de la Química moderna. A sus preciosos descubrimientos, que de un modo indirecto nos legaron, son debidos los progresos que esta ciencia ha podido alcanzar en los presentes tiempos: bórrense sino, por un instante, del catálogo de las combinaciones químicas, dos ácidos nada más, el nítrico, descubierto, segun unos, por Geber (Dr. Hoefer, *Historia de la Química*, t. I, pág. 321), y por Raimundo Lullio, segun otros, y el ácido súlfurico, aislado por Basilio Valentin, y se verán descender rápidamente, á un estado primitivo, los adelantos de la industria actual; siendo además de todo punto inconcebible la existencia de la Química orgánica, sin el auxilio de un agente de oxigenacion tan enérgico como el ácido nítrico: estos dos sencillos ejemplos, que pudiéramos aumentar de una manera indefinida, nos demuestran, que los alquimistas crearon tan preciosos materiales, caminando en pos de su dorado sueño, y que á su *ingenio y trabajo*, ha debido el mundo moderno no pequeña parte de sus comodidades, bienestar y riqueza.

La equivocada costumbre de algunos autores, en juzgar los hechos históricos de cierta índole, con los ojos de la crítica moderna, desconociendo las circunstancias que los relacionaban, no remontándose, en una palabra, con el pensamiento á las condiciones de actualidad de la época á que se refieren en sus apreciaciones, ha sido causa de la falsa opinion que se ha tenido de los trabajos de los alquimistas, ridiculizando su pensamiento dominante de la transmutacion de los metales; idea tan encarnada en todos los espíritus de aquella época, aun por los de primer órden, como lo está hoy entre nosotros que el agua es un compuesto de dos elementos, y quizá dentro de algunos años se demuestre lo contrario. Cuando se considera que los hombres más pensadores y doctos de aquellos tiempos han creido, como cosa corriente, la posibilidad de convertir los metales en oro, y se recuerda la opinion que aun en nuestros dias han sustentado ciertas notabilidades científicas, acerca de la constitucion atomística de los cuerpos, es verdadera-

mente injusta toda censura respecto de aquella creencia de los alquimistas; sobre todo, en una época en que necesariamente habia de ser limitado el conocimiento individual de los metales, por la sencilla razon de que en el periodo *religioso* de los hechos, como en el de todos los conocimientos humanos, la actividad de la inteligencia es creadora, no reflexiva; se hace mucho, pero se conoce poco. ¡Quiera Dios que aun pasados muchos siglos lleguen á utilizarse los primeros frutos de la vírgen planta! pues harto frecuente es en la historia desaparecer generaciones enteras, á manera de relámpago, por sendas sembradas de hechos útiles para la humanidad, sin mirar en torno suyo, movidas siquiera por la curiosidad de saber para qué puedan ser provechosos. Y si del campo de los conocimientos verdaderos, en apariencia al menos, de los hechos científicos, pasamos al de las hipótesis ó creencias teóricas, no solamente será injusto todo motivo de crítica para los alquimistas, sino que puede que no diste mucho nuestra época de la suya respecto á las apreciaciones de ciertos químicos contemporáneos, sobre la constitucion molecular de los cuerpos metálicos: una cosa, sin embargo, importa consignar; y es, que la generalidad de los químicos modernos no cree en la trasmutacion de los metales con la seguridad que los alquimistas; pero en cambio, se creen cosas tanto ó más sorprendentes que aquella suposicion, que si bien se examina, era hasta lógica: y si los fundadores de la Química juzgaron natural la conversion de los metales unos en otros, guiados, entre varias consideraciones, por hechos que realizaban con la mayor facilidad, como eran las aleaciones y amalgamas, ¿qué estraño es que en la época actual, en que tantas maravillas se han conseguido, se admitan como posibles ciertas esperanzas?

¿Por ventura, no se ha logrado en nuestros dias arrebatar el rayo á las nubes y obligarle á ser el instrumento dócil y veloz del pensamiento humano, guiándole por estrechos alambres, que ora cruzando el espacio, ó bien ocultos en la tierra, ó bien, en fin, bajo profundos mares, ponen en comunicacion al hombre con sus hermanos en todos los puntos del globo? ¿No es cierto tambien, que reduciendo á gas potente algunos litros de agua, ha conseguido el génio humano en el siglo XIX, vencer las mayores resistencias y robando su velocidad al

aire, dirigirse en esos monstruos de la mecánica moderna, y con la rapidez de un metéoro, de una á otra nacion, duplicando hasta cierto punto su existencia con la economía de tiempo y de fuerza de que hoy dispone? ¿Acaso, no es una verdad que el hombre contemporáneo ha arrebatado sus rayos al sol, fijándolos con asombrosa prontitud sobre el papel, el lienzo ó los metales, dejando indeleble en ellos su noble imágen, ó los maravillosos portentos del arte y la naturaleza? ¿Quién no creerá en las grandes conquistas futuras que han de conseguir las ciencias físicas y químicas, al considerar las que ya han proporcionado; al ver que por ellas se funde el cobre en el agua y vacian en frio las estátuas; se obtiene yelo por medio del calor; se produce la luz más intensa que se conoce, sin combustible alguno, ni aire, ni fuego, únicamente con la intervencion de dos ácidos, que, lejos de arder, apagan los cuerpos que arden, y de cierto número de cilindros de zinc y de carbon colocados en basijas de barro? ¿Cómo no creer en la posibilidad de que conseguirá el hombre algun dia la conversion del carbon en diamantes y zafiros, ó rubíes con alúmina y la magnífica materia colorante de la rubia, ó la quinina y morfina con la brea, procedente de la hulla, al recordar las especies mineralógicas preparadas artificialmente por el malogrado Ebelmen, y los alcaloides obtenidos de igual modo por mi querido amigo y profesor Wurtz y su digno competidor Hoffmann y Berthelot? ¿Quién se considerará tan seguro del porvenir, para afirmar que no será posible hasta la conversion de los metales entre sí, en apariencia al menos, mediante ciertos estados moleculares, al reflexionar la diferencia inmensa que ofrece, por ejemplo el aluminio obtenido por Woheler, del preparado por Deville, ó al pensar que se solidifica el mercurio en crisoles calentados á una temperatura roja, adquiriendo la más grande analogía con la plata? ¿Qué otra cosa significan, sino la seguridad de obtener más grandes y maravillosos resultados futuros, de estas sublimes ciencias, esas pingües promesas de la ilustrada nacion vecina, con que invita en sus magníficos y dignos programas de premios á las inteligencias de todo el Universo? Demasiado sabe ese pais, que aun quedan y quedarán probablemente mientras exista el mundo, grandes, inmensos descubrimientos que conquistar al hombre. Por eso

tambien insiste, con previsor afan, en dar direccion á la actividad de los que se dedican á las ciencias físicas y químicas, por un camino que será de grande atajo á la humanidad entera, á saber: *utilizar la electricidad como agente enérgico de fuerza y de calor.*

¿Quién será capaz de calcular la revolucion industrial que tendrá efecto, el dia en que se logre, aunque no sea más que una parte de este asombroso problema? Y siendo en nuestros tiempos los principales orígenes de electricidad, las reacciones que en contacto del cobre y del zinc provocan los ácidos nítrico y sulfúrico, estos dos cuerpos descubiertos por los alquimistas, ¿no es un acto de justa imparcialidad confesar, que aun á ellos deberán los futuros no pequeña parte de la gloria que alcancen con la realizacion de la enunciada empresa, como nosotros les somos deudores de muchas de las conquistas modernas?

Pero si grande debe de ser nuestra consideracion y respeto por los fundadores de la Química contemporánea, hay que confesar tambien, que ellos sembraron únicamente la piedra filosofal, con los materiales reunidos á fuerza, es verdad, de inmensos sacrificios y constancia; pero que solo en nuestros dias se ha conseguido la realizacion de tan atrevida idea, bajo condiciones más universales y cristianas.

En efecto: «la piedra filosofal, dice Liebig, que una aspiracion vaga y confusa obligó á buscar á los antiguos, no es otra cosa en su estado de perfeccion que las ciencias químicas. ¿Acaso no es la Química, la piedra filosofal que promete aumentar la fertilidad de nuestros campos y asegurar la prosperidad de millares de hombres? ¿No es por ventura la Química, la que pretende hacer producir á un mismo terreno, en vez de siete, ocho y aún más granos? ¿No es ella la que transforma todas las partes del globo terrestre en productos útiles, que el comercio convierte en oro? ¿No es ella en fin, la encargada de profundizar las leyes de los fenómenos vitales, que nos proporcionarán los medios de curar las enfermedades y de prolongar la vida?...

Cada descubrimiento ofrece á nuestras investigaciones nuevos terrenos más vastos y más fecundos. Aun buscamos, si, la *tierra virginal* en las leyes de la naturaleza, y nunca

dejaremos de buscarla: esta es nuestra mision sobre la tierra (1).»

Grandes, han sido en resúmen, los servicios que los alquimistas prestaron á uuestra ciencia en su primer periodo de vitalidad; loables son igualmente los innumerables trabajos y constancia que en beneficio de ella han acumulado, durante tantos años, sus sucesores los célebres químicos del siglo XVI y XVII; pero justo es conocer que el poderoso impulso, merced al que vemos hoy elevado á la mayor altura tan útil estudio, data del último tercio del pasado siglo y el tiempo trascurrido en el presente.

En efecto, así como en todos los diferentes ramos del humano saber ha aparecido de tiempo en tiempo un génio colosal, que condensando en sí el valor de millares de inteligencias, ha hecho progresar en cortos años una ciencia ó arte, que abandonada á la investigacion normal hubiera necesitado quizá de siglos para llegar á semejante estado de adelanto; y así como la pintura ha tenido un Urbino, un Murillo y un Velazquez; las matemáticas un Newton y Leibniz, la música un Hayden, Bethoven y Mozart, la escultura un Miguel Angel, la poesia un Calderon y Lope de Vega, la historia natural un Linneo y un Cuvier, y así sucesivamente en todos los demás conocimientos, objeto de estudio para el hombre, la Quimica ha poseido tambien, en estos últimos tiempos, cinco brillantes inteligencias que la han engrandecido hasta el punto en que hoy la vemos, y cuyos nombres serán en lo futuro, como en la presente época, saludados por la humanidad entera con respetuosa admiracion y reconocimiento. Estos cinco hombres eminentes, son: *Lavoisier*, *Davy*, *Berzelius*, *Liebig y Dumas*.

Lavoisier, ese grande Herrera del magestuoso edificio químico, sorprendido bárbaramente, en las más profundas investigaciones de la naturaleza, por la inexorable guillotina, agitada con espantosa prodigalidad sobre multitud de victimas en la fiebre sangrienta que bajo el nombre de revolucion tuvo lugar á fines del pasado siglo en la nacion vecina; Lavoisier, ha sido el verdadero restaurador de la ciencia; él reunió con

(1) Liebig, *Nuevas cartas sobre la Quimica.*

admirable tino los materiales acumulados por tantas generaciones; destruyó la Babel que en los hechos y en los nombres existia; averiguó la exacta naturaleza de los elementos fundamentales de aquel embrollado laberinto, y dotando á la ciencia de un nuevo espíritu de investigacion, fundado en la observacion y en el uso de la balanza, acabó con el empirismo de los adivinos teóricos, tan fatales siempre para los progresos de las ciencias esperimentales, sancionando únicamente, con su ejemplo, las ideas fundadas en hechos observados bajo el nuevo espíritu reformador. *Pesar*, *medir;* hé aqui las dos palabras que simbolizan el esforzado impulso que la Química recibió del célebre descubridor de la composicion del aire y del agua; mágico impulso, que enérgicamente secundado por sus dignos sucesores, ha hecho que abrumado en cortos años de abundantes frutos, el precioso árbol de la ciencia, haya sido preciso subdividirle en nuevos y fecundos vástagos.

¿Pero fué solo el génio singular de Lavoisier, el poderoso móvil que le orientó en su inmortal camino, ó hay en la historia de sus descubrimientos alguna causa que nos fuerce á confundir con la celebridad de su nombre, el de otro contemporáneo y antagonista suyo? Ambas cosas existen ante el juicio imparcial de la historia: es imposible hablar de Lavoisier, sin que venga al pensamiento el recuerdo de Sthal, médico distinguido del padre de Federico el Grande, y autor de la famosa teoria del *flogisto;* de Sthal, á quien se debe no pequeña parte de la gloria que tan justamente alcanzó su ilustre competidor; porque la discusion razonada y digna, y el deseo de hacer triunfantes, por hechos demostrados, las doctrinas teóricas que se sustentan, son el fecundante rocío de todo progreso humano. Y si no, ¿qué sería del porvenir de nuestra ciencia, por ejemplo, el dia en que sacando de su digna esfera el conocido precepto de *magister dixit*, se arrojára cual círculo de hierro que oprimiera toda inteligencia creadora, sobre la senda de los *hechos esperimentales*? Solo las medianías, llenarian entonces las academias y liceos de Europa.

Es indudable que á la célebre polémica con Sthal debe Lavoisier el fundamento de su inmortal renombre: el fantasma del flogisto estaba en pié, reinando cual ídolo universal en la mente de todos los químicos de la época, merced á la densa

niebla que oscurecia sus inteligencias. Pero vino el dia en que un hombre sagaz y de carácter independiente, signo característico del génio, no quiso prestar acatamiento al ídolo universal; sospechó su falsedad, *é impedido por este deseo, trabajó sin descanso*, hasta que asiendo con potente mano la antorcha de la verdad, fruto de sus eternos descubrimientos, *demostró*, á la asombrada multitud, lo erróneo de su creencia; derribó la estátua, arrastró en su ruina á su hábil escultor, y marcando con segura línea en el espacio el firme camino que debia seguirse en el porvenir, habló así á las futuras generaciones. «*Mide, pesa, observa y no vuelvas la vista atrás.*» Este hombre era Lavoisier.

Davy, justa celebridad tambien de la poderosa Albion, ha contribuido igualmente, y de una manera eficaz, á los adelantos de la Química. Sus innumerables y trascendentales trabajos, de que son vivo testimonio, los volúmenes de la *Biblioteca británica*, correspondientes á los primeros años del presente siglo; los *Anales de Física* y el *Archivo de las ciencias*, llevan todos el sello que caracteriza á un génio privilegiado, elegido por Dios, para ser radiante estrella en su siglo.

El descubrimiento de los metales alcalinos, basta por sí solo para asegurarle un alto puesto en la historia de los grandes químicos, no tanto por las preciosas consecuencias que este hecho ha tenido y tendrá en la ciencia, ni tampoco por los demás descubrimientos de que fué iniciador sino por el profundo espíritu de observacion que á él le condujo: por esa rara sagacidad y exactitud de golpe de vista que resalta en este como en todos sus trabajos; por ese envidiable dón, en fin, de que siempre va acompañado el verdadero génio, que á semejanza del águila, apenas se siente con robustas alas para cruzar el espacio, inaugura su vuelo fijando su intensa mirada en el deslumbrante sol.

A Davy son debidas igualmente las más preciosas aplicaciones del estudio de la Química á la agricultura, y un pequeño y sencillo aparato, símbolo de bellísimos estudios sobre la llama, y más que todo, precioso dón humanitario, que su inmortal autor legó á los mineros para salvar su espuesta vida.

¿Y qué diremos del célebre legislador de la Química mo-

derna, del ilustre compatriota de Scheele y de Linneo, de Berzelius, en fin, cuyos numerosos trabajos pudieran asegurar, bien distribuidos, una elevada reputacion á no escaso catálogo de químicos? Dotado de un talento y sagacidad estraordinarios, de un espíritu filosófico profundo y de una laboriosidad y perseverancia, sin ejemplo quizá en los anales de la ciencia, ha contribuido como nadie, este insigne autor, á dar feliz cima durante medio siglo al magestuoso edificio erigido por Lavoisier.

Su sana doctrina, la lógica severa de sus inapelables juicios críticos, la exactitud y trascendencia de sus infinitos descubrimientos y la generalidad de sus opiniones, reflejan sin cesar la clara luz de su superior inteligencia. Lejos de decaer su ánimo, ante la idea del tiempo que ha de consumir en largos y delicados trabajos, emprende con sin igual constancia una série de análisis modelos, y consigue el merecido premio, arrebatando una nueva ley á la naturaleza. Reforma con esquisito tino el lenguaje técnico, facilita la comprension de los hechos esperimentales, con la adopcion de las fórmulas químicas, y multiplicando con pasmosa prodigalidad su colosal talento, por el presentimiento sin duda, de que llevaba en sí el génio y los esfuerzos condensados de muchos hombres, recorre todo el vasto campo de nuestros conocimientos; y no contento aun con la multitud de frutos que acumula, y de las fecundas semillas que con profusion arroja, salta las lindes comarcanas, y deja tambien grabada en el nuevo terreno, la indeleble huella de su inmortal renombre.

Pero rendido al fin, de tan gigante lucha, muere como abrumado bajo el peso de sus laureles científicos, dejándonos en la grandiosa obra que guarda sus últimos suspiros, un monumento clásico que contemplarán con admiracion y respeto las futuras generaciones.

Digno competidor de tan insigne hombre, por su colosal talento y fecundidad científica, aparece en el mundo el ilustre fundador de la Química orgánica, el inmortal Justo Liebig; grande figura que hoy admira Europa entera y que yo venero con el doble culto de la más afectuosa amistad y la eterna gratitud de entusiasta discípulo. Su noble figura, á la que dán estraordinaria espresion una frente que está irradiando génio,

y unos ojos penetrantes, para quienes parece que no hay nada oculto en la naturaleza, y que justifican la feliz calificacion del sábio Baron de Umboldt, que al hablar de él dice, «que es un águila que se cierne en el cielo, desciende á la tierra, coje la materia y se remonta otra vez á su celeste mansion;» hasta su bondadoso y ameno trato, todo justifica en él, la envidiable reputacion de que goza en el mundo ilustrado.

Bajo cualquier punto de vista que se le juzgue, sea como escritor eminente y filósofo profundo, ó como sagaz y hábil esperimentador, ó bien, en fin, como exacto, claro y preciso profesor, siempre aparecerá en primera línea entre las primeras notabilidades contemporáneas. Una sola de sus obras, *las Cartas sobre la química*, publicadas en casi todos los idiomas del mundo, supuesto que han sido ávidamente traducidas en la generalidad de los paises cultos, basta y sobra para perpetuar su ilustre nombre.

A Liebig se debe, por lo tanto, haber popularizado de una manera admirable cuanto hay de interesante, útil y trascendental en las ciencias químicas, en su relacion con los demás conocimientos humanos; y solo este servicio importantísimo, le hace ya acreedor á la elevada altura á que le colocamos. Pero hay más; Liebig ha penetrado, con la antorcha de su brillante inteligencia, en el santuario de la vida orgánica, así del reino animal como del vejetal, é inspirado ante la religiosa impresion de lo que él, como nadie, ha visto, comprendido y adivinado, en uno y en otro misterioso templo, ha reunido á los médicos y agricultores del mundo; y nuevo Moisés, les ha dado, bajo fórmulas claras y concisas, las importantes leyes adquiridas. ¿Quereis interpretar mejor, les ha dicho, la influencia de la fuerza vital en todos los casos de la existencia orgánica? Pues no abuseis tanto de su cómoda elasticidad; reducidla á más estrecho círculo, inquiriendo y dominando las causas físicas y químicas, que con ella intervienen constantemente en el organismo, hasta que privados deaquella influencia, quedan sometidos por completo los cuerpos á la accion esclusiva de estas últimas fuerzas. Mirad, añade, que los fenómenos que caracterizan el estado normal y patológico de un individuo, así como las causas que le determinan, constituyen

un problema más complejo de lo que hasta aquí habiais creido; y que Dios y la humanidad entera os han de pedir estrecha cuenta, si atrincherados tenazmente en la inaccesible fortaleza de la magna causa, de la fuerza vital, mirais con irreflexivo desden el iniciaros en las ciencias con cuyo auxilio teneis que plantear la resolucion de tan trascendental problema. Venid á mí, que médico yo tambien como vosotros, os marcaré con segura linea en el porvenir la marcha que debeis emprender, para el mejor desempeño de vuestro importante ministerio; no os preocupe la opinion que de la Química se ha tenido en los antiguos tiempos bajo el punto de vista fisiológico; pues ni esta ciencia es hoy lo que entonces era, ni el criterio médico de aquella época puede compararse al de nuestros dias.

Hé aquí interpretada, en lo esencial, la bella y trascendental proclama que el ilustre profesor de la universidad de Munich, ha dirigido á todos lo que ejercen ó se dedican á la interesante y digna ciencia de curar.

Consignadas con admirable fuerza de lógica sus atrevidas ideas, y demostrada la indisputable verdad de casi todas ellas, por su talento esperimentador, tan sagaz como seguro, no es estraño que Liebig haya producido una verdadera revolucion en los estudios médicos y filosóficos de Alemania, Inglaterra y Francia; así como ha realizado de igual manera, con sus hechos y doctrinas, un total cambio, que bien pudiera considerarse como revolucion, en las ideas, medios y práctica de cultivar la tierra; arte y ciencia religiosa, la más útil é importante para el hombre.

¿Y habrá quién estrañe, despues de lo que precede, que coloquemos al célebre aleman Justo Liebig al lado de las primeras notabilidades de nuestro tiempo? No en verdad, cuando le vemos proclamar por amigos y adversarios, como uno de los más grandes bienhechores de la ciencia y de la humanidad del siglo XIX.

Rival insigne de tan distinguido campeon, aparece en el vecino imperio el ilustre Dumas, representando á toda una generacion de químicos, que con general aplauso le declaran el eco autorizado de la ciencia en su patria: Dumas acepta este puesto de honor, y se apresta lleno de entusiasmo á la

pelea, armado con los singulares dones de su rara inteligencia. Así es que defiende palmo á palmo, y con sin igual ingenio y brillantez, sus nuevas y filosóficas ideas sobre la constitucion molecular de los cuerpos; crea seductoras teorías llenas de sagacidad, que al propio tiempo justifica con multitud de importantes descubrimientos, y empeña en fin, y sostiene, durante treinta años, reñida á la par que magnífica contienda, con su digno competidor Liebig y la escuela alemana; hasta que calmada un tanto la generosa ansiedad de tan humanitario combate, se miran frente á frente los dos insignes capitanes, y tendiéndose las manos, se estrechan con fraternal cariño entre los brazos.

Al dirigir la vista ambos combatientes, sobre los brillantes despojos de uno y otro campo, se apercibieron con singular placer, que de sus luchas habia nacido una ciencia de incalculable porvenir para la humanidad; esta ciencia es la Química orgánica.

Loor eterno á las pacíficas luchas de la inteligencia, que al procurar el bien de la humanidad, dejan á la vez una dulce tranquilidad en el alma.

Pero oigamos cómo declara el mismo Liebig la brillante parte que ha tenido su poderoso contrario, en la jigante lucha á que aludimos, al dedicarle sus nuevas cartas sobre la Química; dice así:

Á Mr. Dumas, miembro de la Academia de ciencias de Paris.

MI QUERIDO DUMAS:

«Hace cerca de treinta años, que una fuerza particular imprime la misma direccion á nuestros esfuerzos, en la ciencia á que hemos consagrado la vida. A pesar de ser distintos los medios que nos han servido para llegar al objeto comun, siempre nos hemos hallado en el camino, y nos hemos tendido la mano en el momento de conseguirlo.

No solamente vuestro pais, sino el mundo científico entero, reconoce la estension, trascendencia é importancia de vuestros trabajos y descubrimientos; sin embargo, nadie mejor que yo es capaz de apreciar las dificultades que vuestro

genio ha tenido que vencer, para llegar á los preciosos resultados que constituyen en gran parte la base de nuestra ciencia moderna. Jamás habeis descendido al palenque, sin triunfar de los obstáculos contra quienes teniais que luchar.

Permitidme, en testimonio de mi alto aprecio por los servicios que habeis prestado á la ciencia y al mundo, dedicaros esta pequeña obra, destinada á popularizar la doctrina en que tanta parte teneis, dando á conocer al propio tiempo las aplicaciones más importantes de que os es deudora la Química.

Considero vuestro asentimiento en esta ocasion, como la mas bella recompensa que pueda ambicionar.»

Giessen, junio de 1851.—*Justo Liebig.*

Despues de tan autorizado elogio, no puede menos de ser fria y descolorida toda descripcion que tenga por objeto perpetuar esa gloriosa época del digno sucesor y discípulo del célebre baron Thénard.

Pero no es esta la única hoja de la brillante corona que ha de ceñir, hasta los más remotos tiempos, la frente del héroe científico que historiamos; no, que muchos y envidiables triunfos señalan la senda de gloria recorrida en medio de los aplausos de la Europa culta, por el elegante, poético y simpático profesor de la *Sorbona*, que ha tenido durante tantos años pendiente de sus elocuentes labios al más escogido é ilustrado auditorio que ha poblado jamás el anfiteatro de la clásica Facultad de ciencias de Paris.

Registrense sino, los *Anales de Física y Química*, desde casi medio siglo acá, y se verá á cada paso la huella de este sábio, ya en un nuevo hecho importante, ó bien en una teoría filosófica, ó bien, en fin, en un juicio crítico, erudito y acertado, sobre algun grave asunto ó estudio de interés, relativo al vasto campo de los conocimientos químicos.

A Dumas se debe tambien el poderoso impulso que en tan cortos años ha recibido la industria en general, y en particular la francesa, perfeccionando bajo más seguros principios y exactos detalles operatorios, gracias á sus entendidos preceptos, los defectuosos procedimientos que han existido, hasta su feliz aparicion en el fecundo terreno de la ciencia.

El ha sido, en fin, el primero que ha erigido, con su clá-

sica obra de *Química industrial*, un digno monumento á esa moderna y colosal catarata de riqueza y civilizacion de las naciones contemporáneas.

¿Y qué diremos de los especiales adelantos de que le es deudora la agricultura? Adelantos que tan fácilmente retratan el fruto de los bellos esperimentos y observaciones, que Dumas ha ejecutado, ya solo, ó con la digna cooperacion del sábio Boussingault. Su magnífica y justamente reputada leccion de *Estática química de los séres organizados*, con que terminó Dumas su curso en la escuela de medicina de París, el 20 de octubre de 1841, es el más exacto testimonio, de los muchos é importantes servicios prestados por él á la agricultura, núcleo primitivo y eterno de todas las ciencias é industrias humanas.

Es imposible, por otra parte, reunir de una manera más condensada, mayor número de hechos notables, como los que se hallan consignados en ese precioso libro; raro modelo de trascendental filosofía; bello poema, en fin, alzado á la sublime naturaleza, por quien tan bien ha sabido interrogarla como interpretar muchas de las divinas y eternas leyes que la rigen.

Séanos permitido, al terminar el defectuoso retrato de este ilustre químico, mencionar, como muestra casual del levantado estilo que brilla en su obra, un corto párrafo, en donde despues de hacer un justo elogio de las poéticas palabras de Lavoisier, admirando la sorprendente influencia de los rayos de la luz, en la vida de las plantas, se expresa de esta manera:

«Si la sensibilidad y el pensamiento, si las facultades más nobles del alma y de la inteligencia, tienen necesidad de una cubierta material para manifestarse, las plantas son las que están encargadas de urdir la trama con los elementos que toman del aire bajo la influencia de la luz, que el sol, orígen inestinguible de ella, arroja constantemente y por torrentes sobre la superficie del globo.»

Ante tan delicados vuelos de la imaginacion, son vagas y hasta muchas veces frias, las más ingeniosas imágenes de la poesía, comparadas con la sencilla, pero sublime esplicacion de los grandiosos fenómenos naturales.

Objeto, estension y órden metódico relativo á la asignatura.

Si bien la Química general tiene por objeto el conocimiento de todos los fenómenos que dependen de la accion atomística y recíproca de los cuerpos entre sí, dicho conocimiento debe encerrarse en cierto límite. La estension, pues, de su estudio debe ser tal que esceda en mucho al limitadísimo que alcanzan, en la citada ciencia, las obras elementales de Física, y no llegue al que exije la Química superior ó de ampliacion; que comprenda el desarrollo de los principios fundamentales, sin llegar á la esplicacion de las consideraciones sublimes que constituyen la parte filosófica de la ciencia.

Para proceder en él con el órden que tanto facilita la comprension y auxilia la memoria, es de todo punto necesaria una clasificacion. La más acomodada, en nuestro juicio, se reduce á tratar en primer término, los cuerpos elementales, y colocar en segundo los diferentes compuestos, distribuidos con arreglo á su procedencia, y subdivididos en razon del número, proporcion y calidad de sus factores: de manera que resulten agrupados los compuestos de primer órden en diferentes secciones correspondientes á su elemento negativo; y que del propio modo queden reunidos los compuestos de órden superior; dejando eliminados para formar un tratado especial todos los de orígen orgánico, así vejetal como animal, en los cuales se han observado leyes de muy diverso órden. Descendiendo al estudio de los particulares, deberán principalmente ocuparnos aquellos cuerpos que ofrezcan mayor interés, ya por sus aplicaciones frecuentes á los usos comunes de la vida, ó por el papel más ó ménos importante que representen en la ciencia, en virtud de su modo de obrar como agentes químicos de marcada energía, y que por lo mismo reclaman un exámen más detallado: por el contrario, serán estudiados muy someramente los que ofrezcan menor interés, bastando, respecto de algunos de ellos, el simple anuncio de sus propiedades más esenciales, y en ocasiones la sola noticia de su existencia.

El órden indicado es, á no dudar, el más metódico, por cuanto procede de lo simple á lo compuesto, de lo sencillo á

lo complicado, de lo conocido á lo desconocido: porque aparecen en primer lugar las nociones generales, y se hace de ellas la oportuna aplicacion en tiempos sucesivos, aumentándose gradualmente las dificultades, caminando constantemente por sendas trilladas que conducen sin tropiezo al resultado apetecido. Contribuirá no poco al mismo fin, la manera de presentar la historia Química de cada cuerpo; la cual debe comprender: 1.° Breves noticias acerca de su descubrimiento; la sinonimia, ó sean los diferentes nombres con que ha sido designado por los autores y el símbolo con que se representa: 2.° Su equivalente químico: 3.° Su existencia y métodos para obtenerle puro, crítica detenida de todos los procedimientos, á fin de elegir el mejor: 4.° Sus propiedades físicas y químicas, de las que depende la accion que ejerce sobre los demás, y 5.° Y por último, la indicacion sumaria de sus usos é historia.

Prolegómenos de Química general.

¿Qué es cuerpo?—Se dá el nombre de cuerpo ó materia á todo lo que existe en el espacio, posee cierta forma y se halla bajo la dependencia de las fuerzas que rigen á la materia; por ejemplo, la de la gravitacion.

Los fluidos calórico, lumínico y eléctrico que por lo que precede quedan escluidos de dicha definicion, reciben el nombre de *dinamidos*, es decir, semejantes á fuerzas, propuesto por Berzelius y que tan clara idea dá de su naturaleza especial; sobre todo, desde que Liebig ha demostrado, en estos últimos tiempos, que la luz, el calórico y la electricidad, pueden cambiarse recíprocamente en fuerzas. (Véase su magnífico folleto sobre la metamorfosis de las fuerzas.—Munich.—1859).

Los cuerpos que son objeto del estudio del químico se dividen en simples y compuestos: *Los cuerpos simples, elementales ó elementos químicos*, son aquellos que sometidos á los diferentes medios de que la ciencia dispone en el dia, para descomponerlos, como por ejemplo el calórico, la electricidad y las reacciones químicas, ofrecen siempre los caractéres correspondientes á una sola é idéntica especie de materia, v. g., el cobre, la plata y el oro, han sido sujetados á dichos medios y

hasta ahora constantemente han dado, como resultado final, partículas simples con todos los caractéres y propiedades que pueden observarse; por ejemplo, en un alambre de cobre, plata ú oro; y por eso dicen los químicos, que estos y los demás cuerpos análogos en igualdad de condiciones son elementales ó simples, sin que por esto dejen de creer que algun dia, nuevos medios de descomposicion, demuestren que son compuestos; ó viceversa que estos cuerpos sean tan solo modificaciones moleculares de los simples.

Despues de lo que antecede, claro es que los cuerpos compuestos, serán aquellos que sometidos á los medios conocidos de reduccion, ofrezcan en definitiva, varias especies de materia con todos sus caractéres diferenciales.

Los cuerpos pueden presentarse en la naturaleza bajo tres estados diferentes, á saber: sólido, líquido y gaseoso. (Algunos autores admiten un cuarto estado, que es el llamado *esferoidal;* sobre el que ha hecho un interesante estudio Mr. Boutigny).

Siendo la *cohesion*, la fuerza que une las moléculas homogéneas de los cuerpos, sea bajo el estado amorfo, ó bien bajo forma regular ó cristalina, es evidente que la cohesion será *grande en los sólidos, menor en los líquidos y casi nula en los gases.*

Hay otra clase de fuerza misteriosa, base de las ciencias químicas, denominada *afinidad*, y mejor aun *fuerza de combinacion* (1), cuya influencia se ejerce entre las moléculas eterogéneas de los cuerpos.

Y por último, se llama tambien fuerza *catalítica*, ó de contacto, y fuerza de *disolucion*, en el primer caso, á la que determina la combinacion ó descomposicion de ciertos cuerpos, sin que el que la produce tome parte alguna en ella, ni se modifique su estado, sino que obra por *simple presencia;* y respecto del segundo caso, ó sea la *fuerza de disolucion*, á aquella que tiende á separar las moléculas de los cuerpos. En

(1) Considerando Bôerhave, hace más de 120 años, que el acto de la combinacion de dos cuerpos, era más bien la expresion de amor, que de odio (*magis ex amore quam odio*) quiso expresar esta idea adoptando la palabra *afinidad*, sustituida y con razon despues por Berzelius, por la de fuerza de combinacion (Malaguti).

efecto, si un gramo de sal comun, se disuelve en 100 centímetros cúbicos de agua, comunica á cada partícula del líquido un sabor salado; y por lo tanto, es preciso admitir que la materia del gramo de sal, ocupa un espacio igual á 100 centímetros cúbicos.

Ya demostramos anteriormente, que no hay destruccion alguna en la materia, que esta se metamorfosea, pero representa siempre, sea cualquiera su estado, el mismo número y peso que la marcó el Criador.

Ahora añadiremos que, químicamente hablando, la materia no es divisible al infinito, como sucede bajo otro órden de consideraciones, siendo, como veremos más adelante, la ley de las proporciones múltiples, que preside á la combinacion de los cuerpos, la prueba *experimental* de este aserto.

Si despues de lo que precede, reflexionamos un poco sobre la índole de las fuerzas mencionadas, veremos que debe haber dos clases de moléculas, á saber: *moléculas integrantes* y *moléculas constituyentes*. Las primeras, serán aquellas que solicitadas por la fuerza de cohesion, sea para cristalizar, ó bien para agrúparse en simple agregacion amorfa, ofrezcan reunidas, en cierta cantidad, una masa cristalina ó amorfa perceptible á los sentidos. Las segundas, esto es, las constitutivas, ó constituyentes, son las moléculas de cuerpos eterogéneos, reunidas en virtud de la fuerza de combinacion ó afinidad, para formar despues las integrantes, que, como hemos dicho, son solicitadas en definitiva por la fuerza de cohesion. Por ejemplo; en un cristalito de sal comun, hay las dos clases de moléculas; mientras que en uno de azufre, no hay más que una de ellas: en efecto, en la sal, tenemos moléculas integrantes, que son aquellas que se agruparon en virtud de la cohesion, para constituir el cubo perceptible á los sentidos; y las moléculas constituyentes, son las del cloro y del sodio unidas, por la fuerza de combinacion, para formar la molécula integrante anteriormente dicha. En cuanto al azufre, es claro que en el mero hecho de ser cuerpo simple, solo tiene moléculas integrantes retenidas, con más ó ménos intensidad, segun las condiciones de temperatura en que se halle, por la fuerza de cohesion.

Todas las formas de los cristales se refieren á seis sistemas

dependientes de las disposiciones relativas de los *ejes*, ó sean las rectas que atraviesan el *centro del cristal*, y á cuyo alrededor están colocadas, simétricamente, las caras del mismo. Dichos sistemas son:

1.° El *regular* ó *cúbico*, caracterizado por tres ejes iguales y perpendiculares entre sí.

2.° El *tetragonal*, ó *prisma de base cuadrada*, que se distingue por tres ejes perpendiculares, de los que solamente dos son iguales entre sí.

3.° *El exagonal ó romboédrico*, formado por cuatro ejes, de los que tres son iguales, dispuestos en el mismo plano y cortándose bajo ángulos de 60°. El cuarto eje, es de distinto valor y está perpendicular á los otros tres.

4.° *El rómbico ó prismático rectangular derecho*, en donde se ven tres ejes desiguales y perpendiculares entre sí.

5.° *El prismático rectangular oblicuo*, caracterizado por tres ejes desiguales; dos son oblícuos entre sí y el tercero es perpendicular al sistema de los otros dos.

6.° *El prisma oblicuo, á base de paralelógramo oblicuángulo;* en el que se observan tres ejes distintos que son oblícuos entre sí.

Todo cuerpo que cristaliza en dos formas pertenecientes á distintos sistemas, se denomina *dimórfico*; y si cristaliza en formas correspondientes, á más de dos sistemas é incompatibles, se llama *polymórfico*.

Se denominan estados *alotrópicos* aquellos que ofrecen ciertos cuerpos simples, cuando, sometidos á varias influencias, se agrupan sus moléculas de distinto modo que en la condicion normal en que se les conoce: los carácteres físicos que semejante estado adquieren, son, por lo general, muy diversos de los correspondientes al estado ordinario.

Se llama *isomeria*, cuando este estado molecular distinto se refiere á los cuerpos compuestos. Como ejemplos, podemos citar; para el primer caso, el ozono, fósforo amorfo y diamante, que son estados *alotrópicos* (colocaciones moleculares diversas) del oxígeno, fósforo y carbono comunes; y para el segundo, recordaremos el yoduro mercúrico, que cuando está caliente, es amarillento, mientras que frio y despues de una vibracion, se vuelve de color rojo escarlata.

Al reaccionar los cuerpos entre sí, producen fenómenos muy variados, entre los que podemos distinguir, los *fenómenos físicos*, y los *fenómenos químicos*.

Los *fenómenos físicos*, están caracterizados por modificaciones pasajeras, que experimentan los cuerpos, sin que cambie en lo más mínimo su constitucion ni naturaleza.

Así que, si frotamos sobre un tejido de lana, un tubo sólido de vidrio, adquiere una propiedad física, la de atraer los cuerpos ligeros, sin esperimentar modificacion alguna en sus caractéres ordinarios.

Los fenómenos químicos, por el contrario, están caracterizados por las alteraciones profundas que originan en la constitucion y naturaleza de los cuerpos; de tal manera, que por lo general nadie puede distinguir en las propiedades del nuevo compuesto, las correspondientes á las de los elementos constitutivos.

Cuando el fosfóro arde en el oxígeno, se transforma en una sustancia blanca, semejante á copos de nieve, muy ácida y sumamente soluble en el agua, que se denomina ácido fosfórico; pues bien, esta transformacion vá acompañada de un desprendimiento abundante de calor, de luz y de electricidad. El químico fija su atencion en este compuesto; estudia sus propiedades; examina sus combinaciones con los demás, y determina la relacion exacta de sus elementos.

Siempre que se hallan en presencia varios cuerpos de naturaleza diversa, tienen á la vez lugar las dos clases de fenómenos indicados, esto es, físicos y químicos.

De lo dicho se desprende, que los caractéres á que nosotros prestaremos más atencion, será á los *químicos*. En efecto, poco importará, en muchas ocasiones, que un cuerpo *A* ó *B*, tenga color y olor; cierta densidad, lustre, dureza, ó sea bueno ó malo para conducir el calor y la electricidad, si le faltan las condiciones químicas que le caracterizan, en su importancia científica. Esto no quiere decir que no sean preciosos auxiliares tambien los caractéres físicos, para permitirnos conocer un cuerpo dado, todo lo contrario; pero entre unas y otras propiedades, solo las químicas deben ser las determinantes para nosotros.

Combinacion y mezcla. La combinacion química, está ca-

racterizada, segun hemos apuntado ya antes, por una modificacion profunda en las propiedades de los cuerpos que se combinan; por el cambio de cohesion, color, olor, etc.; en fin, por la homogeneidad absoluta de la masa, originada por la combinacion; siendo carácter general de ella, un aumento de temperatura, emision de luz y desarrollo de electricidad: así que, cuando se calienta una mezcla de cobre y de azúfre, el calor determina al punto la afinidad reciproca de ambos cuerpos, y se observa un vivo desprendimiento de calórico y luz, es decir, arde la masa como si fuera carbon molido; produciéndose un cuerpo homogéneo y negro (el *súlfuro de cobre*) que difiere esencialmente del cobre y del azúfre. Pues bien, hé aquí lo que debemos entender por verdadera combinacion química.

Respecto de la mezcla, baste decir, que bien sea á la simple vista, bien por medio de lentes de más ó ménos fuerza, ó bien en fin, por disolventes que no ejerzan otra accion sobre la masa que la pura y simple division de ella, es constante, que puede distinguir el observador los cuerpos que la constituyen; y además, comprobar siempre la ausencia de los fenómenos especificados más arriba, tales como el aumento de temperatura, la emision de luz y el desarrollo de electricidad.

Por lo demás, los cuerpos pueden contraer combinaciones químicas en cualquiera de los estados físicos conocidos; á saber; gas con gas (hidrógeno y oxígeno); gas con sólido (fósforo y cloro); gas con líquido (ácido hidroclórico y agua); líquido con sólido (agua y ácido fosfórico); líquido con líquido (ácido sulfúrico y agua), y en fin, sólido con sólido (fósforo y yodo).

Reflexionando ahora, sobre todo lo que dejamos consignado, en los precedentes prolegómenos, es indudable que podemos definir la química con Woheler, diciendo: «*que es aquella* »*parte de las ciencias naturales, que tiene por objeto el estudio* »*de los elementos y de sus combinaciones recíprocas; el de las* »*fuerzas, bajo cuya influencia tienen lugar dichas combinacio-* »*nes, y en fin, el conocimiento de las leyes que las rigen.*»

Véamos ahora, para terminar estas consideraciones generales, cuántos cuerpos simples han de ser objeto de nuestro estudio en las presentes lecciones.

La generalidad de los químicos, admiten 65 cuerpos simples á saber: 15 denominados *metaloides* (parecidos ó seme-

jantes á los metales) y 50 *metales*, propiamente dichos. Los primeros, es decir, los metaloides, están caracterizados, en general, de la manera siguiente: densidad menor que la del agua normal; malos conductores del calórico y de la electridad; carecen de lustre metálico, mediante el pulimento; y por último, y esta es la propiedad *química* característica, todas sus combinaciones con el oxígeno dan lugar á la produccion de *ácidos, ó á cuerpos néutros ó indiferentes*. Los metales, por el contrario, poseen en general, una densidad mayor que la del agua; hay, sin embargo algunos, como veremos en lugar oportuno, que son más ligeros (tales son el potásio, sódio, etc.); adquieren brillo metálico por la accion del pulimento; son buenos conductores del calórico y de la electridad y, en fin, sus combinaciones con el oxígeno *(carácter químico)* originan una clase de cuerpos denominados *bases*. Y ya que incidentalmente hemos pronunciado las palabras *ácidos y bases*, veamos qué significacion tienen, en el lenguaje químico, sin perjuicio de fijar nuestra atencion sobre esta importante clase de cuerpos, cuantas veces sea preciso y oportuno.

En general, se entiende por ácidos, á aquella clase de cuerpos compuestos, que á un sabor más ó menos ágrio, juntan la propiedad de enrojecer las tinturas azules vejetales, como por ejemplo, la de malvas, tornasol, y aun mejor el jarabe reciente de violetas frescas; y sobre todo, gozan del carácter distintivo de neutralizar y ser neutralizados recíprocamente por la otra clase de cuerpos antagonistas, denominados *bases*, produciendo en difinitiva, otra tercera clase de combinaciones conocidas en química con el nombre de *sales*.

Las *bases*, son aquellas combinaciones químicas, que careciendo, por lo general, de sabor ágrio, y poseyéndole, por el contrario, más bien astringente, estíptico, amargo, salado ó cáustico, gozan de la propiedad de enverdecer las tinturas azules vejetales, en particular el jarabe de violetas; restablecen el color verde de dichas tinturas, enrojecido por los ácidos, y ofrecen, en último resultado, el carácter químico de neutralizar los ácidos y ser neutralizadas por ellos, para producir la clase de compuestos á que hemos dado el nombre de *sales*.

Hé aquí, por lo demás, la lista de los 65 cuerpos simples,

arriba espresados, en el mismo órden con que habremos de estudiarlos:

Metaloides.

(Hé aquí los 15 cuerpos simples, que hasta hoy se conocen, parecidos ó semejantes á los metales.)

Oxígeno.	Teluro.	Fósforo.
Hidrógeno.	Fluor.	Arsénico.
Nitrógeno, ó azoe.	Cloro.	Boro.
Azufre.	Bromo.	Silicio.
Selenio.	Iodo.	Carbono.

Metales.

(La siguiente lista, expresa los 50 elementos metálicos, propiamente dichos, que se conocen con exactitud hasta el dia.)

Cœsium.	Terbio.	Tántalo.
Rubidium.	Ilmenio.	Pelopio.
Potasio.	Glucinio.	Niovio.
Sodio.	Aluminio.	Osmio.
Litio.	Hierro.	Cobre.
Bario.	Nickel.	Talium.
Stroncio.	Cobalto.	Plomo.
Calcio.	Cromo.	Bismuto.
Mangnesio.	Vanadio.	Mercurio.
Maganeso.	Zinc.	Plata.
Zirconio.	Cadmio.	Rhodio.
Itrio.	Estaño.	Iridio.
Thorio.	Antimonio.	Paladio.
Cerio.	Urano.	Platino.
Lantano.	Titano.	Rutenio.
Didymio.	Molybdeno.	Oro.
Erbio.	Tungsteno.	

RESUMEN.

1. Dos medios tiene el hombre para llegar á comprender la sabiduría y bondad del Supremo Hacedor. La religion y el estudio de las ciencias naturales: en la fé y en el conocimiento de las Sagradas Escrituras se apoya el primero; la observacion de la naturaleza es la base del segundo; y como la Química forma parte del estudio de las ciencias naturales, evidentemente participa como ellas del interés moral indicado.

2. Siendo muy difícil el conocimiento de la naturaleza, á causa del infinito número de séres que en sí contiene y como por otra parte podemos considerar dichos séres de diversos modos, de aquí la division que para facilitar su estudio, se ha hecho de la ciencia madre en Astronomía, Historia natural, Física y Química. Las cuatro estudian la naturaleza; pero la índole de sus estudios indica perfectamente las diferencias que las distinguen entre sí: en efecto, la Astronomía trata de las inmensas masas esferoidales que ocupan el espacio, y de la tierra como una de ellas. La Historia natural tiene por objeto el estudio de las propiedades particulares de los séres que constituyen el globo terráqueo. La Física examina los fenómenos que presentan los séres y los agentes ó causas que los producen. Y por fin, la Química, estudia los cuerpos como compuestos de partículas, físicamente inapreciables, que obrando entre sí, á distancias imperceptibles, alteran profundamente la naturaleza de las sustancias, destruyendo unas para dar orígen á otras, sin que en esta metamorfosis de la materia se pierda un solo átomo de ella.

3. En cuanto á su importancia social, bastará decir que el desarrollo de la riqueza, el bienestar público y poderío, que gozan las naciones más adelantadas, son debidos principalmente á la inteligente aplicacion de las ciencias físicas y químicas.

4. La grande influencia que la Química y Física modernas han ejercido en la civilizacion actual, no ha sido debido solo á los esfuerzos de los grandes génios contemporáneos; su poderoso impulso es obra de muchos siglos, consagrados por los

alquimistas á arrancar á la naturaleza uno á uno los secretos que en sí encierra: á sus preciosos descubrimientos debemos los progresos que esta ciencia ha alcanzado en los tiempos contemporáneos, y sin duda alguna debe considerárseles como los fundadores de la Química moderna.

5. Sin embargo, justo es conocer que los mayores trabajos, merced á los que vemos hoy elevado á la mayor altura tan útil estudio, datan desde el tercio último del siglo pasado hasta nuestros dias; siendo los colosales génios de Lavoisier, Davy, Berzelius, Liebig y Dumas, los que condensando en sí los trabajos de millares de inteligencias, han hecho progresar en cortos años nuestra ciencia, que abandonada á la investigacion normal hubiera necesitado quizá siglos para llegar á semejante estado de adelanto.

6. A Lavoisier, víctima de la revolucion francesa, se debe la restauracion de la Química: reunió y averiguó la exacta naturaleza de los materiales acumulados por las generaciones que le precedieron; dotó á la ciencia de un lenguaje filosófico y de un espíritu de investigacion fundado en la observacion y en el uso de la balanza. *Pesar, medir*, hé aquí las dos palabras que simbolizan el impulso que la ciencia recibió de Lavoisier.

7. Davy contribuyó igualmente á los adelantos de la Química. A él debemos el descubrimiento de los metales alcalinos, así como tambien preciosas aplicaciones de la Química á la Agricultura y su inmortal lámpara de los mineros.

8. Berzelius, ilustre compatriota de Scheele y de Linnéo, dotado de un talento y sagacidad extraordinarios, ha contribuido, cual ninguno, á dar feliz cima durante medio siglo al majestuoso edificio erigido por Lavoisier. Ha reformado con esquisito tino el lenguaje técnico facilitando la comprension de los hechos esperimentales, mediante las fórmulas químicas, dejando imperecedera huella en el vasto campo de nuestros conocimientos.

9. Digno competidor de Berzelius, por su colosal talento y fecundidad científica, aparece en el mundo el inmortal Justo Liebig. Sea como escritor eminente y filósofo profundo, ó como sagáz y hábil esperimentador, siempre aparecerá entre las primeras notabilidades contemporáneas. Una sola de sus obras, *Las Cartas sobre la Química*, publicadas en casi todos los idio-

mas del mundo, basta y sobra para perpetuar su nombre. Además, sus estudios profundos acerca de la vida orgánica, le han hecho acreedor á la elevada altura á que le colocamos.

10. Finalmente, Dumas, ha sido el creador de nuevas y filosóficas ideas sobre la constitucion molecular de los cuerpos, formulando teorías llenas de sagacidad y justificadas en su mayor parte con multitud de importantes descubrimientos; él ha sido, finalmente, el que colocado á la cabeza de la escuela francesa, ha sostenido por espacio de treinta años una razonada discusion con la escuela alemana, personificada en Liebig, dando por resultado dicha polémica la creacion de la Química orgánica.

11. La Química tiene por objeto el estudio de los cuerpos elementales y de sus combinaciones recíprocas, el de las fuerzas bajo cuya influencia tienen lugar dichas combinaciones y el conocimiento de las leyes que las rigen.

12. Se da el nombre de cuerpo á todo lo que existe en el espacio, posee cierta forma y depende de las fuerzas que rigen á la materia. Los fluidos calor, luz y electricidad reciben el nombre de dinamídeos, es decir, semejantes á fuerzas.

13. Los cuerpos, objeto de la Química, se dividen en *simples*, que son los que sometidos á los agentes de descomposicion, hoy conocidos, dan tan solo una especie de materia; y *compuestos*, los que nos ofrecen especies diferentes: dichos cuerpos pueden presentársenos bajo los tres estados de *sólidos*, *líquidos* ó *gaseosos*, segun que la *cohesion*, que es la fuerza que une las moléculas sea grande, poca ó nula.

14. Fuerza de *afinidad*, es la que se ejerce entre las moléculas eterogéneas. Fuerza *catalítica*, aquella que determina la combinacion ó descomposicion de ciertos cuerpos, sin que el que la produce se altere en lo mas mínimo, ni tome parte activa en el fenómeno, y por último, fuerza de *disolucion* es la que tiende á separar ó dividir las moléculas de los cuerpos.

15. Se llaman *moléculas integrantes*, á las originadas por la *cohesion;* y *constituyentes*, á las moléculas eterogéneas reunidas en virtud de la afinidad. (En un cristalito de sal, existen las dos especies; en uno de azufre, solo hay moléculas integrantes).

16. Las formas típicas, á que podemos referir todos los

cristales, son: 1.ª Cúbica.—2.ª Prismática de base cuadrada.—3.ª Exagonal romboédrica.—4.ª Prismática rectangular derecha.—5.ª Prismática rectangular oblicua.—6.ª Prismática oblicua de paralelógramo oblicuángulo.

17. Los cuerpos que cristalizan en dos formas de distinto sistema, se denominan *dimórficos*; y si cristalizan en más de dos tambien incompatibles, *polimórficos*.

18. *Alotropia* es la agregacion molecular, diferente de la normal, que pueden presentar algunos cuerpos simples y en virtud de la cual sus caractéres físicos suelen ser muy diversos de los correspondientes al estado ordinario. Si este estado molecular distinto se refiere á cuerpos compuestos se denomina *Isomeria*.

19. Al reaccionar los cuerpos entre sí, producen *fenómenos físicos*, caracterizados por modificaciones pasajeras, sin alterar en nada su constitucion y naturaleza, y *fenómenos químicos*, que por el contrario las alteran completamente.

20. Se entiende por *combinacion química*, la modificacion profunda que esperimentan las propiedades de los cuerpos que se combinan siendo su carácter general aumento de temperatura, emision de luz y desarrollo de electricidad.

21. En la *mezcla*, por el contrario, en nada se alteran las propiedades, y sea á simple vista, ó con auxilio de lentes siempre pueden distinguirse los cuerpos que la constituyen.

22. Para terminar, diremos; que la generalidad de los químicos admiten 65 cuerpos; á saber: 15 *metaloides*, caracterizados por formar con el oxígeno *ácidos* y constituir compuestos mas ó menos agrios que enrojecen las tinturas azules de los vegetales: los demás cuerpos denominados *metales* en número de 50, se diferencian de los anteriores en que con el oxígeno forman *óxidos* ó *bases* salificables, dotados muchos de ellos de la propiedad de restablecer el color azul de tornasol enrojecido por los ácidos y enverdecer el jarabe de violetas.

23. Los óxidos y las bases, se neutralizan dando lugar á la formacion de *sales*.

LECCION SEGUNDA.

Importancia de la nomenclatura. - Nomenclatura de Lavoisier, Guyton de Morveau, Berthollet y Fourcroy.—Modificaciones de Caventou.—Nomenclatura de Thénard y de Berzelius.—Razones para dar la preferencia á esta.—Nomenclatura escrita, ó sistema de formular; su importancia y utilidad en la ciencia.—Resúmen.

Nomenclatura química.

Es indudable que toda ciencia en su origen, puede ser propiamente considerada como el cimiento de un vasto edificio que han de finalizar una série de generaciones. De aquí, el que los primeros hombres que la profesan fijen esclusivamente su atencion, reasuman todas sus facultades en los medios de acumular un nuevo hecho con que enriquecerla; pero así como el inteligente arquitecto, dá á su creacion la armonía artística que requiere, distribuyendo oportunamente su conjunto, así tambien el hombre se ve obligado á metodizar la ciencia, cuanto el número de hechos dificulta hasta cierto punto su estudio. Decimos esto, porque habiendo participado la Química, como todos los demás ramos del saber humano, de esta época de confusion inherente á su poco desarrollo, podamos apreciar en su justo valor el señalado servicio que nos legaron cuatro hombres eminentes en el pasado siglo. En efecto; preocupados los químicos con la idea de engrandecer la ciencia, tan solo aspiraban á descubrir nuevos cuerpos que la proporcionasen mayor importancia, así que, miraban como cosa accesoria la exactitud de los nombres con que los distinguian y otras varias circunstancias que son consideradas en el dia como del mayor interés: pero si bien en un principio no se hizo sentir la necesidad de una reforma que remediase el defecto de arbitrariedad en las denominaciones, bien pronto

la poca conexion de estas, con la cosa designada, fué introduciendo tal confusion en el lenguaje, que ya se hizo indispensable remediar este mal. Mas esto no se consiguió sino con muchas dificultades; porque tratándose nada menos que de una innovacion que habia de echar por tierra nombres, que por mas absurdos que fueran, al fin estaban sancionados por el uso, era preciso luchar con la costumbre que los hacia familiares; sin que haya sido posible extinguir algunos, que han pasado tradicionalmente hasta nosotros.

Pero por fortuna, esta dificultad ha llegado á hacerse insignificante, en comparacion del éxito que han conseguido los sábios autores de tan importante mejora, perfeccionada posteriormente por otros químicos de no menos celebridad.

En 1787, cuatro distinguidos químicos franceses, llamados Lavoisier, Berthollet, Guyton, Morveau y Fourcroy, presentaron á la Academia de ciencias de Paris, una elocuente y filosófica memoria, en la que despues de exponer con las más fundadas razones las consecuencias de la inconexion que reinaba entre las acepciones de los nombres, con que se designaban los compuestos, y la idea que el exámen de estos sugeria, propusieron las bases de una nomenclatura sistemática, cuyo objeto esclusivo era significar con nombres racionales todos los cuerpos que eran objeto de estudio para el químico.

Al efecto, formaron cinco clases: en la primera, comprendieron á aquellas sustancias simples (luz, calórico, oxígeno, hidrógeno, etc.), que teniendo de comun cierto estado de simplicidad se resistian á los medios de descomposicion, siendo además muy activas en sus combinaciones: la segunda, la formaron con las bases acidificables, ó sean los radicales de los ácidos, designando el estado *máximum* ó *minimum* de estos, por las terminaciones en *ico*, dada á dichos radicales para el primer caso (el mayor), y por la de en *oso*, para el segundo (el menor); por ejemplo, el azufre se combina con el oxígeno y dá órigen á dos ácidos; pues bien, al primero se le denominará *ácido sulfúrico*, y al segundo, *sulfuroso*: en la tercera clase, incluyeron las sustancias metálicas; sustituyendo el nombre antiguo de *cales*, ó sean sus combinaciones con el oxígeno, por el de *óxido*, seguido del nombre del metal, v. gr.: *óxido de plomo*: la cuarta clase, la constituian las tierras.

Aquí se limitaron á variar las denominaciones asignadas hasta entonces á esta clase de cuerpos, por las de *alúmina*, *silice*, *cal y barita*, y por último, agruparon en la quinta clase los *álcalis*, designándoles con los nombres de *potasa*, *sosa* y *amoniaco*, que aun conservan vulgarmente.

Respecto de las *sales*, sentaron como principio general, que eran la combinacion de un ácido con una base, y convinieron en cambiar en *ato*, la terminacion en *ico* del radical del ácido; y en *ito*, cuando la terminacion fuera en *oso;* por ejemplo, *sulfato de potasa; nitrito* de idem, etc. Cuando la sal tenia un esceso de ácido, incluian despues de la terminacion en *ato*, ó en *ito*, la palabra *acídulo*.

A la combinacion del carbono con el hierro la denominaban *carburo de hierro*, etc. Y finalmente, á los ácidos obtenidos por la destilacion del tártaro, sustancias azucaradas ó madera que llamaban los antiguos *espiritus empireumáticos*, les designaron con la palabra *piro*, asi decian *ácido piro-tartaroso*, etc.

Posteriormente Caventou, dividió todos los cuerpos en tres grandes grupos: en el primero, colocó todos los cuerpos simples no metálicos; subdividiendo estos en dos secciones, á saber: *cuerpos combustibles* y no *combustibles*. El segundo grupo, estaba formado por los metales, ó *cuerpos combustibles metálicos*, dividiendo estos en seis secciones conforme en un todo con Thénard: en la tercera clase, ó grupo, incluyó todos los radicales binarios y ternarios oxigenados; es decir, *los ácidos orgánicos vejetales ó animales y sus combinaciones con las bases*.

Las modificaciones principales que introdujo esta nomenclatura fueron las siguientes:

1.ª Designar con las palabras griegas *proto y deuto* los grados de oxigenacion de los óxidos metálicos; significando con la primera el primer grado, y con la segunda el mayor.

Respecto de los ácidos, adoptó lo consignado por los autores de la anterior nomenclatura.

2.ª Especificar en las sales el esceso de base con la palabra *sub*; y el del ácido, con la de *sobre*; anteponiéndolas al nombre del género.

3.ª Terminar en *uro*, la combinacion de un cuerpo simple

con otro de la misma especie combustible; por ejemplo, *carburo de azufre*, etc.

Algunos años despues, el ilustre baron Thénard se aproximó mucho á la perfeccion del lenguaje científico, con la nomenclatura reformada que propuso. Hé aquí lo mas esencial de ella.

Dicho químico, empezó por dividir los 54 cuerpos simples aislados en aquella época, en *metaloides* y *metales*; sustituyendo á la denominacion de *cuerpos combustibles*, la de *cuerpos oxigenables*. Despues formó una tabla con dichos 54 cuerpos simples, de tal modo, que todos eran negativos, respecto de los que les precedian, y positivos respecto de los siguientes.

Todos los compuestos los refirió á estas cinco clases de combinaciones: 1.ª las que tienen lugar entre el oxígeno con cualquiera de los otros cuerpos simples: 2.ª las que resultan de la combinacion de dos metaloides entre sí, ó de dos metales entre sí, ó de un metaloide con un metal: 3.ª las producidas por la combinacion de un metaloide ó de un metal unido al oxígeno, con un metal unido igualmente al oxígeno: 4.ª las resultantes algunas veces de la combinacion de un metaloide unido á un metal, con el mismo metal oxidado: 5.ª y finalmente, las que se originan de la combinacion de un metaloide unido á un metal, con el mismo metaloide unido á otro distinto metal.

Los compuestos formados por la combinacion del oxígeno y de cualquiera otro cuerpo simple, reciben por Thénard el nombre génerico de *ácidos* ó de *óxidos:* cuando un cuerpo simple al combinarse con el oxígeno no forma mas que un óxido, le denomina *óxido de...* y á continuacion el nombre del radical; el carbono, por ejemplo, combinándose con el oxígeno, solo produce un óxido; por consiguiente le llama *óxido de carbono*. Si forma más de un óxido, al primero le distingue con la palabra griega *monóxido* (1); al que para la misma cantidad de base, tiene vez y media tanto oxígeno como el primero, se

(1) Asi como en el rigor del lenguaje químico, no son sinónimas las palabras *oxigenacion* y *oxidacion*, sino que esta última expresa, considerada con propiedad, un caso particular de la *oxígenacion*, cuyo resultado es un *óxido*, así tampoco debe concederse igual acepcion científica á las palabras griegas *protóxido*, *deutóxido* y *tritóxido*, que á las de *monóxido*, *bióxido y trióxido*, porque estas expresan las cantidades relativas del oxígeno en los óxidos, tomando al primero por término de comparacion; mientras que las primeras indican simplemente los grados primero, segundo y tercero de oxidacion.

llama *sesqui-óxido*, si tiene dos veces, *bi-óxido;* si tres, *tri-óxido*; designando siempre el grado mayor de óxidacion con la palabra *per*: por ejemplo, *per-óxido de hierro.*

Respecto de los ácidos, designa tambien sus diferentes grados con las mismas palabras que las consignadas al hablar de las nomenclaturas precedentes; es decir, que termina en *ico*, el radical del ácido, en el grado superior; y en *oso*, en el segundo caso: además introduce, para marcar los grados intermedios la palabra *hipo* (debajo); v. gr.: ácido *hipo-sulfuroso*; ácido *sulfuroso;* ácido *hipo-sulfúrico*, etc.

En cuanto á las sales, si la terminacion del radical del ácido es en *ico*, la cambia en *ato*, y si en *oso*, en *ito*. En las sales que tienen esceso, bien sea de ácido ó de base, marca las proporciones escedentes de cualquiera de ellos, anteponiendo la palabra *sesqui*, *bi*, *tri*, *cuadri*, etc., al nombre genérico, para las sales con esceso de ácido, y posponiéndolas para cuando le tienen de base.

Cuando los óxidos metálicos se combinan entre sí haciendo uno veces de ácido y otro de base, los designa del mismo modo que á las demás sales; v. gr.: *aluminato de protóxido de potasio.*

En los compuestos resultantes de la combinacion de un metaloide con un metal, dá al primero, que es negativo, la terminacion en *uro*, diciendo á continuacion el nombre del metal; por ejemplo, *sulfuro de hierro.*

Segun dicho químico, al mencionar toda combinacion, deberá empezarse por el elemento más electro-negativo. Así se dirá, *cloruro de azufre*, *de fósforo*, etc.

A los compuestos resultantes de la combinacion de un metaloide unido á un metal, con el mismo metal oxidado, como por ejemplo, el sulfuro de antimonio con el óxido de la misma base, los denomina *oxi-sulfuros*, nombrando á continuacion el nombre del metal combinado, v. gr.: *oxi-sulfuro de antimonio;* y para designar los compuestos formados de un metaloide, unido á un metal, con el mismo metaloide unido á un metal diferente, como por ejemplo, el sulfuro de antimonio y el sulfuro de potasio, dice *sulfuro doble de antimonio y de potasio;* nombrando primero á aquel de los dos metales que es negativo con relacion al otro.

En los compuestos orgánicos, adopta una marcha análoga.

Hé aquí en resúmen cuanto nos importa saber de la nomenclatura francesa: réstanos ahora, para terminar este capítulo, hacernos cargo de la nomenclatura sistemática del distinguido Berzelius, cuyo trabajo bastaria por sí solo, en nuestro juicio, para labrar su reputacion, si otros mil no hubieran formado ya la envidiable corona inmortal que perpetuará su nombre.

Dicho sábio divide todos los cuerpos en *simples y compuestos*. Los simples los subdivide en tres grupos: primero, *metaloides ó cuerpos simples no metálicos* (todos son electro-negativos): segundo, *metales electro-negativos*, que son: *cromo*, *molybdeno*, *tungsteno*, *antimonio*, *teluro*, *vanadio*, *osmio*, *titano y tántalo*; y tercero, *metales electro-positivos*.

Principia su nomenclatura por las combinaciones binarias, que se forman añadiendo al uno de los cuerpos combinados la terminacion *ido* ó *uro*, para transformarle en sustantivo; v. gr.: *óxido sulfuro*; y al otro cuerpo, la terminacion en *oso* ó en *ico*, para formar un adjetivo, v. gr.: *sulfuroso*, *sulfúrico*: debiendo ser, por regla general, el elemento electro-negativo, el que forme el sustantivo, y el elemento electro-positivo el adjetivo. Cuando el cuerpo que en una combinacion binaria es el elemento positivo, pertenece á los metaloides ó á los metales electro-negativos, se dá generalmente al nombre del elemento más electro-negativo la terminacion *ido*; más si el cuerpo es metal electro-positivo se dá la terminacion en *uro*; v. gr.: *súlfido arsenioso*, *sulfuro sódico*: pero comunmente atiende, para estas denominaciones, á la tendencia eléctrica del cuerpo resultante, es decir, á si en las sales hace el papel de ácido ó el de base; por ejemplo, el *súlfido arsénico* hace veces de *ácido*, en las sulfosales; y el sulfuro sódico, el de base en los mismos compuestos. La terminacion en *oso*, dada al elemento electro-positivo, indica un primer grado de combinacion; y la en *ico*, denota otro más elevado. Para los grados inferiores, intermedios ó superiores, admite las palabras *hipo* é *hiper*, y á veces, añade tambien las palabras *sobre* y *sub*, al nombre del cuerpo electro-negativo: tambien dice, óxido de... etc. etc.

La distincion que se hace en las combinaciones formadas

por el oxígeno y otro cuerpo simple, entre las que son *electro-negativas*, de las que lo son *positivas*, denominando á las primeras *ácidos* y á las segundas *óxidos*, propone Berzelius estenderla á todas las combinaciones binarias. Por consiguiente, llama *súlfidos*, *selénidos*, *telúridos*, *clóridos*, *yódidos y fluóridos*, á unas combinaciones del azufre, selenio, teluro, cloro, yodo y fluor, con cuerpos menos *electro-negativos* que ellos, y en cuyos compuestos, las relaciones atomísticas son las mismas que en los ácidos. Llama *sulfuros*, *seleniuros*, *telururos*, *cloruros*, *bromuros*, *yoduros*, y *fluoruros*, á las combinaciones de aquellos cuerpos con los metales *electro-positivos* en las cuales las relaciones atomísticas son las mismas que en las bases. Lo mismo debe practicarse respecto de dos cuerpos electro-negativos, que tengan una composicion atomística correspondiente á la de un óxido, del elemento menos electro-negativo y decir por ejemplo: *cloruro fosfórico*, *cloruro carbónico*.

En la nomenclatura de los óxidos hace tambien una importante modificacion, sustituyendo á las palabras *proto*, *deuto*, *trito*, *per*, por las de *oso*, é *ico*: así dice: óxido ferroso, óxido férrico; que es lo mismo que sucede con los ácidos; y aquí como en aquellos, la terminacion en *oso*, designa el menor grado, y el *ico*, el mayor.

Existen ciertos óxidos metálicos á quienes les falta oxígeno para que puedan combinarse con otros cuerpos oxidados tambien, (los oxácidos); mientras que por el contrario, hay otros, que tienen un esceso de dicho cuerpo simple que los perjudica, hasta cierto punto, para el mismo objeto; Berzelius llama singulares, á esta clase de óxidos, para diferenciarlos de los óxidos básicos, que tienen las proporciones precisas de los dos factores, pudiendo por lo tanto combinarse inmediatamente con los ácidos. Dichos óxidos singulares, los distingue el mencionado químico con las palabras *sub*, para el primer caso, y *sobre* para el segundo: así dice, por ejemplo, sub-óxido de plomo, sobre-óxido de manganeso, etc.

Pero hay ocasiones en que un mismo metal forma más de dos óxidos básicos, y como en este caso ya no alcanza la terminacion *ico* y *oso*, dada á los grados superior é inferior, adopta Berzelius para los grados intermedios las mismas palabras *sub* y *sobre*, que hemos visto usar para los óxidos singu-

lares; solo que en el caso que nos ocupa se emplean despues de la palabra óxido: un ejemplo hará más inteligible nuestra idea. El iridio, combinándose con el oxígeno, forma cuatro óxidos básicos ó salificables, que denominaremos, haciendo aplicacion de lo expuesto de la manera siguiente: óxido iridioso, óxido sobre-iridioso, óxido irídico y óxido sobre-irídico.

En cuanto á los sulfuros, adopta la marcha siguiente: Cuando el azufre uniéndose á un metal no forma más que dos grados de sulfuracion, usa tambien las terminaciones *oso* é *ico*, con el mismo fin que en los demás casos; por ejemplo: sulfuro ferroso, sulfuro férrico; si forma varios, admite las palabras sexqui, bi, tri, cuadri, quinti, etc. para marcar, las proporciones respectivas de azufre en cada uno de ellos.

El oxígeno, *azufre*, *selenio* y el *teluro*, constituyen una clase de cuerpos que pueden formar combinaciones electro-negativas. (Los *ácidos*, *súlfidos*, *selénidos*, *telúridos*), que se combinan con los cuerpos *electro-positivos (los óxidos*, *sulfuros*, *seleniuros* y *telururos)*, y producen sales. A esta clase de sustancias simples les dá Berzelius el nombre de cuerpos *anfígenos* (*engendradores indistintamente de ácidos y de bases.*) Las bases pueden llamarse *oxibases*, *sulfobases*, *selenibases*, *y teluribases*. *Fluor*, *cloro*, *bromo y yodo*; estos cuatro cuerpos tienen de comun el que sus combinaciones con los metales electro-positivos forman sales neutras y no bases; y sus combinaciones con los metaloides, poseen raras veces la propiedad de combinarse con dichas sales neutras.

Berzelius llama á estos cuerpos simples, cuerpos *halógenos* (*productores de sales.*) Por lo demás, su nomenclatura es análoga á la de las combinaciones con el azufre: el *cianógeno*, cuerpo perteneciente, hasta cierto punto, á la Química orgánica, le incluye tambien entre los cuerpos halógenos.

El hidrógeno produce, con los cuerpos halógenos y anfígenos, combinaciones ácidas llamadas *hidrácidos*. Las primeras son muy ácidas, como los mas fuertes ácidos oxigenados; mientras que las segundas, por el contrario, tienen propiedades ácidas mucho menos marcadas.

Las combinaciones binarias de los demás metaloides, con los metales electro-negativos, las designa de esta manera: *car-*

buro, *fosfuro*, *arseniuro*, *antimoniuro*, etc., y á continuacion el nombre del metal.

En las aleaciones, termina en *uro* el nombre del metal más electro-negativo; asi dice *aururo* de plata; etc.

Las sales las divide en dos órdenes, á saber: *sales anfideas* y *sales haloideas*, las primeras se forman por la combinacion de un *ácido*, un *selénido*, un *súlfido*, ó un *telúrido*, con una base; resultando *oxisales*, *sulfosales*, *selenisales* y *telurisales*, segun el cuerpo anfígeno que contienen. Las sales haloideas, están constituidas por un cuerpo halógeno (fluor, cloro, yodo, bromo ó cianógeno) combinado con un metal electro-positivo. En la nomenclatura de las sales anfídeas, del nombre del ácido, del súlfido, del selénido y del telúrido, se forma un sustantivo terminado en *ato*, si el nombre del ácido, del súlfido, etc., termina en *ico*, y en *ito*, si termina en *oso*. Respecto de las sales haloideas, termina en *ido* ó en *uro*, el nombre del cuerpo halógeno, segun que el compuesto sea formado por un metaloide electro-negativo, ó con un metal y con carácter electro-positivo. Ejemplo: *clorido* fosfórico; *cloruro potásico*.

El agua en sus combinaciones con las bases, ha sido considerada como un ácido, y por esta razon se llaman *hidratos* á estos compuestos, á imitacion de las sales. Pero el agua se combina tambien con los ácidos, y en este caso juega el papel de base. Berzelius usa de la palabra *ácido acuoso*, cuando quiere indicar que un ácido está combinado con el agua, haciendo esta veces de base; y *ácido dilatado* ó *diluido* cuando no se trate más que de una simple mezcla del ácido y el agua; tambien dice, cuando un ácido está libre, ó lo que es lo mismo, que no contiene agua, *anhidro*. Las sales anfídeas, que poseen un esceso de ácido, las denomina generalmente *sobre-sales*, ó *sales ácidas*; poniendo al frente del nombre de ellas una particula que exprese el número de los múltiplos del ácido (la relacion del ácido, respecto de la base, en la sal neutra tomada como unidad), con lo que indica á la vez, que la sal es ácida y en qué grado se halla. Asi dice, por ejemplo, *sesqui-carbonato amoniacal*; *bi-sulfato sódico*. Las que contienen un esceso de base, las llama *sales básicas* ó *sub-sales*; v. gr.: *sub-fosfato*, *sub-sulfato*: para expresar los grados múltiplos de la base, se vale de las mismas particulas que para las sales ácidas; asi

dice: *sub-fosfato sesqui-cálcico; sub-acetato bi-cúprico*, etc.

En las *sales haloideas ácidas*, como deben su propiedad ácida al hidrácido del mismo cuerpo halógeno, que se halla combinado con el metal electro-positivo, las expresa de este modo: *cloruro-áurico-ácido*, etc. Respecto de las básicas, pueden considerarse constituidas por la sal haloidea neutra, más el óxido del radial metálico unido al cuerpo halógeno. Ejemplo: el cloruro de antimonio, se une al óxido del mismo metal; pues bien, se le denomina, y á los demás análogos, de esta manera; *oxi-cloruro de antimonio*.

En las sales dobles, ya sean formadas por dos ácidos, ó ya por dos bases, cuando son neutras, las llama de este modo: por ejemplo, *sulfato amónico férrico*. Cuando varian en composicion, es decir, cuando muchos átomos de una sal se combinan con uno solo de otra, indica el número relativo de sus átomos, diciendo; *sulfato amoniaco, tri-férrico*, etc. Con respecto á las *sales anfideas dobles*, con esceso de base, adopta la misma nomenclatura; así dice *sulfato cúprico bi-amónico*.

Las sales en que el amoniaco parece formar una *oxibase* ó una *sulfobase*, las llama Berzelius *sales amónicas* ó de *amonio*. Cuando al contrario, el amoniaco se combina con un ácido anhidro, por ejemplo, con el *gas ácido carbónico*, ó *sulfuroso*, ó con cloridos, fluoridos, brómidos (anhidros), tambien resultan combinaciones que contienen amoniaco, pero no óxido de amonio, teniendo propiedades muy diferentes de las sales amónicas. A estas las llama, por ejemplo, *carbonato de amoniaco* ó *amoniacal; súlfito de amoniaco*, etc. El agua las convierte luego en una sal de amonio.

Hé aquí, en resúmen, lo más importante respecto de la nomenclatura de Berzelius, que nosotros adoptaremos para lo sucesivo sin perjuicio de servirnos tambien de la de Thénard, para familiarizarnos mejor con el lenguaje general de la ciencia.

No existiendo, á lo menos que nosotros sepamos, ninguna nomenclatura especial para designar los cuerpos pertenecientes al reino orgánico, nos limitaremos á exponer algunas nociones acerca de la marcha que suele seguirse, como punto de comparacion, al incluir un nuevo compuesto en una série conocida.

Respecto de los ácidos, lo más comun es marcar los grados mayor y menor de acidificacion con las mismas palabras *ico* y *oso*, que quedan consignadas al hablar de las nomenclaturas precedentes, por ejemplo, *ácido acético*, *ácido acetoso*.

Bajo la influencia de la vejetacion, la naturaleza produce ciertos compuestos que gozan de la propiedad de unirse á los ácidos, haciendo que desaparezcan completamente las propiedades de ellos; esta circunstancia ha hecho que los químicos, en conformidad con la opinion de Sertuerner, designen á dichos compuestos con el nombre de *alcaloides*, para expresar su analogía con los álcalis. Los nombres de los alcaloides, son debidos generalmente á su origen especial ó al de sus principales propiedades; pero en todos los casos, reciben la terminacion en *ina*; así se dice: *quinina*, *cinconina*, *estricnina*, *brucina*, etc. Sin embargo, la partícula *ina*, no distingue suficientemente á los alcaloides; porque existen cuerpos que, aunque no pertenecen á este órden, tienen no obstante igual terminacion; por ejemplo: *lactina*, *indigotina*, *carmina*, *cartamina*, *oleina*, *estearina*, *fibrina*, etc.

En cuanto á los *compuestos néutros*, no hay ninguna regla precisa para designarlos, á escepcion de aquellos casos en que derivan de algunos radicales, pues entonces toman de estos sus nombres. Aun cuando suelen formarse arbitrariamente los nombres de los *radicales*, se procura, por lo general, deducirlos de algun compuesto conocido, que ofrezca alguna relacion con ellos, terminándolos en *geno* ó en *ylo*: la primera terminacion quiere decir, (yo enjendro); y la segunda (principio): así se dice; *cianógeno*, *œthylo*, *methylo*, *benzoylo*, etc.

En cuanto á los *nombres derivados*, lo más usual es formarlos de la modificacion de una palabra que guarde alguna relacion con el nombre derivado; así, por ejemplo, de la palabra *gállico*, se ha formado la de *ellágico*: otras veces se cambian las sílabas: así que de *mecónico*, se forma *coménico*; y con *aconítico*, *itacónico*, etc. Se usa tambien la partícula *meta*, derivada del griego para indicar una relacion aproximada; así que, para designar el producto negro procedente de la destilacion de los ácidos *gállico* ó *tánnico*, se dice *ácido meta-gállico*.

Para expresar que los cuerpos han sido obtenidos por la accion del fuego, se hace preceder sus nombres de la palabra

piro; por ejemplo: ácidos *piro-gállico*, *piro-múcico*, *piro-mecónico*, etc.

Para los cuerpos *isoméricos* (compuestos de partes iguales, pero con caractéres físicos distintos), se emplea la partícula *para:* así se dice *ácido tártrico* y *ácido para-tártrico*.

Laurent hace uso de las vocales *a*, *e*, *i*, *o*, *u*, con su colocacion ordinaria, en las terminaciones, para formar los nombres; v. gr.: *pirena*, (radical); *pirenasa*, *pirenesa*, *cloro-pirenisa*, *bromo-pirenosa*, etc.

Baup, emplea las consonantes, en el órden alfábetico, para conseguir el mismo objeto; así dice: ácidos *citríbico* y *citricico*, derivados del ácido cítrico.

Nosotros, consecuentes con nuestro espíritu de doctrina, generalizaremos, siempre que nos sea posible, á los compuestos orgánicos la nomenclatura de Berzelius.

Reflexionando ahora sobre las nomenclaturas precedentes, es fácil conocer que ninguna, comprendida la de Berzelius, llena cumplidamente las condiciones de exactitud y generalidad de reglas fundamentales, sobre que debe descansar el lenguaje exacto y preciso de toda ciencia, máxime de la importancia y aplicaciones universales que la nuestra.

Sentida es de todos los químicos modernos la necesidad de reformar el lenguaje técnico, y en el último congreso científico, habido recientemente (3 de setiembre) en Calrshue (capital del Ducado de Baden), han sido loables los esfuerzos que, con la mayor erudicion y buen deseo, han puesto de su parte los eminentes profesores allí reunidos, para remediar el indicado mal que, á no corregirse, llegará el caso, como muy oportunamente manifestó Mr. Dumas, de que en breve reinará una completa Babel en el idioma científico, por la inconexion cada vez mayor que existe, sobre todo en la Química orgánica, entre los cuerpos y los nombres con que se les designa; añadiendo, que de seguir tan grave inconveniente, sin correctivo, sucederia que la hermosa ciencia erigida por los esfuerzos de los Lavoisier, Berzelius, Davy, Gay-Lussac, Liebig, etc., volveria á los tiempos bárbaros y primitivos en donde tuvo origen.

Pero si es indudable la urgente necesidad de corregir este cáncer que mina el organismo químico en su base, no lo es

ménos la enorme dificultad que aun para los más sábios químicos ofrece tan sério asunto, supuesto que se corre el eminente riesgo, no siendo la reforma completa (en lo que humanamente sea posible), de introducir males aun mas graves en la ciencia, de los que hoy la aquejan por este concepto.

Sin embargo, las discusiones habidas en el referido congreso, y las bases adoptadas como punto de partida para una reforma próxima en este sentido, asi como en el referente á las nociones de *átomo*, *particula* y *equivalente*, de que nos ocuparemos en lugar oportuno, nos hacen concebir la lisonjera esperanza de que desaparecerá el mal á que aludimos, y la ciencia proseguirá su marcha triunfal, y tan fecunda ó más quizá en importantes hechos para la humanidad, que los inmensos que ya ha proporcionado.

Signos y fórmulas químicas.

Las ciencias se desarrollan y propagan por la comunicacion del pensamiento: sin la maravillosa invencion de los signos, que nos permite representar nuestras ideas y formular las creaciones de nuestra inteligencia, los raciocinios del hombre serian estériles, y los conocimientos adquiridos por cada individuo perecerian con él, sin que pudieran pasar legados á la posteridad.

Los principales signos que los hombres emplean para comunicar entre si, son de dos especies; *hablados* y *gráficos:* los signos representan las ideas, y su combinacion constituye el pensamiento; y las ciencias que se ocupan de tantos objetos diversos, tienen comunmente un vocabulario y hacen tambien uso con frecuencia de signos particulares. La Química, entre otros ramos del saber humano, se halla en este caso; supuesto que se sirve á la vez de las dos especies de signos que dejamos dicho. Los signos hablados forman un sistema de lenguaje, al que se ha dado el nombre de *nomenclatura*; y los signos gráficos representan la *notacion química*.

Habiendo expuesto ya en lo que precede, todo lo relativo á la nomenclatura hablada, vamos á ocuparnos de lo que tenga relacion con la que, en nuestro juicio, puede llamarse con alguna propiedad, *nomenclatura escrita*.

Puede decirse, que en casi todas las épocas que ha recor-

rido la ciencia, la Química ha hecho uso de una notacion particular. Los interesantes trabajos bibliográficos de Hœffer, nos demuestran claramente que los egipcios se servian de signos particulares para representar los elementos de la práctica del arte sagrado; y en la época de la astrologia y de la cábala, los siete metales más preciosos fueron designados por los signos del sol, la luna y demás planetas, conocidos entonces, á saber:

Sol.	☉	para el oro.
Luna.	☽	—— la plata.
Marte.	♂	—— el hierro.
Mercurio.	☿	—— el mercurio.
Saturno.	♄	—— el plomo.
Júpiter.	♃	—— el estaño.
Vénus.	♀	—— el cobre.

Y posteriormente fueron tan en aumento, que por su combinacion hubiera sido fácil, hasta cierto punto, indicar los compuestos químicos. Esta forma de notacion fué muy amplificada despues por Hassenfratz; pero en verdad hasta el siglo XVII, los signos de la Química no se han empleado con otro objeto que el de dar á la ciencia cierto relieve misterioso. A Berzelius es debida la gloria de haber propuesto, en estos últimos tiempos, una notacion de las más simples y fecundas en resultados; pues despojándola del carácter geroglífico que tenia la anterior, ha proporcionado la incomparable ventaja de representar á la vez la naturaleza de los cuerpos y sus pesos atomísticos. Esta importante innovacion, ha prestado inmensos servicios á la ciencia, facilitando considerablemente la inteligencia de las teorías; en efecto, por medio de las fórmulas podemos representar todas las reacciones químicas formándonos una idea, al propio tiempo, de la constitucion de los cuerpos.

Los principios de la notacion química, guardan las mayores relaciones con los de la nomenclatura; á cada elemento se le representa por un signo particular, y los cuerpos compuestos están indicados por los elementos que entran en su constitucion.

Los signos elegidos por Berzelius para distinguir los cuerpos simples, son las primeras letras iniciales de los nombres latinos de dichos cuerpos; por ejemplo, el azufre, que en latin se denomina *sulfur*, tendrá por signo simbólico la primera letra inicicial, es decir *S*; así como el nitrógeno, cuyo nombre latino es *nitrogenum* tendrá por signo *N*, etc.

Cuando los nombres de muchos cuerpos tienen la misma inicial, se añade para distinguirlos la primera letra que no les sea comun; así que, *C* significa carbono, *Cl* cloro; *Cr* cromo; *Cu* cobre; *Co* cobalto; ó bien suele añadirse con el mismo objeto la primera inicial de la segunda sílaba, como por ejemplo, *Pt* que significa platino, *Ag* plata; *Pb* plomo, del nombre latino *plumbum*, etc.

La tabla siguiente nos dará á conocer los símbolos por los cuales se designan todos los cuerpos simples:

Oxígeno	O.	Molibdeno	Mo.
Hidrógeno	H.	Tungsteno (wolfram)	W.
Nitrógeno	N.	Antimonio (stibium)	Sb.
Azufre	S.	Tántalo	Ta.
Fósforo	Ph.	Titano	Ti.
Cloro	Cl.	Osmio	Os.
Bromo	Br.	Oro	Au.
Iodo	I.	Iridio	Ir.
Fluor	Fl.	Ródio	R.
Carbono	C.	Platino	Pt.
Boro	B.	Paládio	Pd.
Silicio	Si.	Urano	U.
Mercurio	Hg.	Cério	Ce.
Plata	Ag.	Didimio	Di.
Cobre	Cu.	Lantano	Ln.
Bismuto	Bi.	Aluminio	Al.
Estaño	Sn.	Circonio	Zr.
Plomo	Pb.	Torio	Th.
Cádmio	Cd.	Itrio	It.
Zinc	Zn.	Glucinio	Gl.
Talium	Tl.	Magnesio	Mg.
Cobalto	Co.	Calcio	Ca.
Nikel	Ni.	Estroncio	St.
Hierro	Fe.	Bario	Ba.
Manganeso	Mn.	Litio	Li.
Selenio	Se.	Cœsium	Cœ.
Teluro	Te.	Rubidium	Rb.
Arsénico	As.	Sodio (natrium)	Na.
Cromo	Cr.	Potásio (Kalium)	K.
Terbio	Tr.	Niobio	Nb.
Erbio	Er.	Pelópio	Pe.
Ilménio	Il.	Ruténio	Ru.
Vanádio	V.		

Los signos que representan al potásio y al sódio, derivan

de las palabras *natrum* y *kalium*, por las cuales han sido distinguidas en otro tiempo la potasa y la sosa: los del tungsteno y el antimonio, por las palabras *wolfram*, con que ha sido designado el mineral, que contiene al primero, y por la de *stibium*, nombre latino correspondiente al segundo.

Para marcar el número de equivalentes, se coloca una cifra delante del signo corespondiente; así, S, indica un átomo de azufre ó sea su valor atomístico, que es igual á 200,75; cuando el del oxígeno es igual á 100,00, y 16, cuando se compara con el del hidrógeno que es; $H = 1 : 2\ S$, etc., indica dos átomos de azufre, ó lo que es lo mismo, $200,75 \times 2$. Por lo que se vé, esta cifra tiene, hasta cierto punto, la misma aplicacion que un coeficiente algebráico, pero pierde todo su valor al llegar al signo $+$ ó al de $=$. Una pequeña cifra, colocada á la derecha de la letra y en su tercio superior, como un esponente algebráico, multiplica solamente los signos colocados á su izquierda, así, S^2O^5, significa un equivalente de ácido hipo-sulfúrico, y $2\ S^2\ O^5$, significa dos equivalentes del mismo ácido.

Para los casos en que dos átomos de radical, se combinan con uno, tres ó cinco de oxígeno, como en el ejemplo anterior, Berzelius hace uso de un signo particular, para los atómos dobles; este consiste en una simple línea horizontal (—) que se coloca en el tercio inferior de la letra.

Los átomos compuestos de primero y segundo órden, se formulan de la manera siguiente: $Cu\ O + SO^3$; es decir, sulfato cúprico; $Fe^2\ O^3 + 3SO^3$, sulfato férrico. Pero cuando se trata de expresar la composicion de una sal doble, es decir, un átomo compuesto de tercer órden, la fórmula aparece de esta manera larga y confusa; y como los átomos de segundo órden, son comunmente las oxisales, Berzelius adopta el indicar el número de los átomos de oxígeno, por puntos colocados en la parte superior de los radicales; designando igualmente el número de los átomos de azufre por medio de comas, colocadas de la misma manera que hemos dicho respecto de los puntos: así que, el sulfato cúprico se designa por $Cu\ \dot{S}$, el sulfato férrico, por $Fe^2\ \dddot{S}^3$; el alumbre por $K\ \dot{S} + Al^2\dddot{S}^3 + 24\dot{H}$;

de la misma manera $\dot{K}$, puede designar el sulfuro potásico; y

$\dot{K}\,\dddot{Mo}$ el sufo-molibdato potásico.

Dicho químico emplea, con el objeto de poner en armonia todos los extremos de su sistema de fórmular, símbolos análogos á los precedentes para todos los cuerpos basígenos, designando el selenio por el signo ménos (—) y el teluro por el signo más (+) como se ve en el ejemplo siguiente:

$\dot{K}\,\dddot{Mo}$ Oxi-molibdato potásico.

$\dot{K}\,\dddot{Mo}$ Sulfo-molibdato potásico.

$\dot{K}\,\overline{Mo}$ Seleni-molibdato potásico.

$\overset{+}{K}\,\overset{+++}{Mo}$ Teluri-molibdato potásico.

Se sigue generalmente la costumbre de formular los compuestos empezando por el elemento más electro-positivo y terminando por el mas negativo; v. g.: *óxido-potásico*=KO. Esto es contrario á lo que en rigor parece más propio y es formular como se habla; y supuesto que se dice óxido potásico, escribir OK, en vez de KO, que habitualmente se pone, invirtiendo hasta cierto punto el órden del lenguaje técnico. Quizá este defecto, en que han incurrido primeramente los autores franceses, haya consistido en ver que los químicos alemanes formulaban el óxido potásico, por ejemplo, de esta manera: K O, sin hacerse cargo, de que en su idioma la potasa se llama *Kalium óxide*, y por lo tanto es muy natural que al formular este óxido escriban primero el radical, supuesto que hablando, es tambien el primero que pronuncian.

Los compuestos orgánicos binarios, ternarios ó cuaternarios, se representan, como los compuestos inorgánicos, por letras y cifras que indican el número y la naturaleza de los átomos que entran en la combinacion; con la sola diferencia de que, como hay entre los diferentes productos orgánicos, compuestos electro-negativos ó ácidos, y electro-positivos, ó

que ejercen funciones de bases, é indiferentes ó neutros, se ha convenido distinguir á los primeros con el signo (—), colocado en la parte superior de la primera letra inicial del nombre del ácido, indicando en seguida en qué relacion atomística están combinados los elementos que le constituyen.

Ejemplo; el ácido acético se representa por $\bar{A} = C^4H^6O^3$; el ácido cítrico por $\bar{Ci} = C^4H^4O^4$, y las combinaciones de estos ácidos con las bases, por $\dot{K}\,\bar{A}$, para el acetato de potasa, por ejemplo, y $\dot{K}\,\bar{Ci}$ para el citrato de la misma base. Las bases salificables orgánicas, pueden distinguirse de los productos neutros ó indiferentes, colocando el signo de electricidad positiva (+) en la parte superior de la primera letra inicial del nombre de la base, y expresando en seguida la relacion de sus elementos; v. gr.: *morfina*: $\overset{+}{M} = C^{35}H^{40}N^2O^6$; *brucina*: $\overset{+}{Br} = C^{44}H^{50}N^4O^7$, etc., y las combinaciones de estas bases con los ácidos por $\overset{+}{M}\,\bar{A}$ para el *acetato de morfina* y $\overset{+}{Br}\,\overset{\cdot\cdot\cdot}{N}$ para el *nitrato de brucina*, etc.

Respecto de otros compuestos, solo se escriben los signos y las cifras, marcando despues en qué relacion se hallan combinados los átomos que los constituyen; así la esencia de trementina, tiene por fórmula $C^{23}\ H^{32}$; el azúcar $C^{12}\ H^{11}\ O^{11}$ etc. (1).

En vista de la incontestable utilidad que reporta á la ciencia el empleo de los signos y fórmulas químicas, parece increible que haya habido químico capaz de disminuir el mérito de tan noble invencion, debida al vasto ingenio del inmortal Berzelius, criticando sus inconvenientes por medio de razones desprovistas de todo fundamento, como lo patentiza muy oportunamente el ilustre Sueco. Hé aquí cómo se expresa con

(1) Seria de desear que los químicos adoptaran para caracterizar los cuerpos indiferentes, ó neutros, de la química orgánica, un signo, por ejemplo este, ±, que los distinguiera en fórmula de los ácidos y de las bases.

este motivo: «Que me sea permitido contestar á algunas obje-
»ciones que se han hecho contra el empleo de mis fórmulas,
»para designar la composicion atomística de los cuerpos. Se ha
»dicho que son confusas, que inducen á error y que no ofre-
»cen ventaja alguna. En cuanto á lo primero, debo decir que,
»en efecto, son oscuras para aquellos que no están familiari-
»zados con su significacion; y supuesto que se las ha interpre-
»tado, nada mas fácil que comprenderlas: de ninguna manera
»pueden inducir á error, porque ellas son la simple espresion
»de la composicion de un cuerpo; y segun la idea que tenemos
»de él, asi es la fórmula que nos le representa; si la idea es
»inexacta, siempre nos inducirá á error, sea cualquiera la ma-
»nera con que se represente; no contribuirá por consiguiente
»en nada la fórmula. Se ha dicho tambien que estas fórmulas
»producen un efecto desagradable sobre el ánimo de los ma-
»temáticos, porque el número conocido en álgebra con el nom-
»bre de *esponente*, y que se coloca en la parte superior y á la
»derecha de la letra, tiene un valor más grande que en estas
»fórmulas, en dicha ciencia, y es preciso, ante todo, recono-
»cer los derechos de los matemáticos; semejante objecion no
»merece ser refutada: la letra P tiene el mismo valor que el
»de una R, en los idiomas griego y ruso; y sin embargo, al
»leer un libro es tan difícil equivocarse en la significacion de
»estas letras, como verificarlo en una obra de química toman-
»do un signo químico por una fórmula de álgebra. Lo que es-
»tablece una regla para esta última, no hay necesidad de to-
»marlo en consideracion para la primera, y las dos especies de
»fórmulas solo tienen de comun el estar compuestas de letras
»y cifras. Respecto á la objecion de la inutilidad, bastará citar
»un ejemplo para probar cuanto puede expresarse con estas
»fórmulas y cuán clara es su espresion; $\dot{K}\,\dddot{S} + \dddot{Al}^2\dddot{S}^3 + 24\dot{H}$:
»es, como queda consignado más arriba, la fórmula que ex-
»presa la composicion del alumbre cristalizado: ella demues-
»tra, que en esta sal, un átomo de potásio se halla combina-
»do con dos átomos (ó un átomo doble) de aluminio; que con-
»tiene 4 átomos de azufre, 24 átomos de hidrógeno y 40 áto-
»mos de oxígeno; que hay un átomo de potasa, otro de
»alúmina, 4 átomos de ácido súlfurico y 24 átomos de agua;

»ó que un átomo de sulfato potásico está combinado con un »átomo de sulfato aluminico; y que las dos sales son neutras, »es decir, en un grado tal de saturacion, que el ácido contiene »tres veces tanto oxígeno como la base; que el oxígeno de la »alúmina es triple que el de la potasa; que el oxígeno del ácido súlfurico es doce veces el de la potasa y cuatro veces el de »la alúmina; que el oxígeno del agua es veinticuatro veces el »de la potasa, ocho veces el de alúmina y dos veces el del »ácido súlfurico. Es cierto, que puede decirse que muchos de »estos datos se deducen inmediata y consecuentemente de los »demás: no hay duda que esto puede ser así, para los que conocen dichos datos; pero entonces la palabra alumbre les dice tanto como la fórmula misma; por consiguiente, el objeto »esclusivo de esta, es proporcionarles fácilmente un resúmen »de lo que deben recordar. Además, se hallan algunas veces »en las investigaciones químicas, combinaciones á las cuales »no se puede dar nombre en el momento, ó que no es fácil »designar sino por medio de una perífrasis, y se consigue fácilmente, y con la mayor exactitud valiéndose de las fórmulas que expresan su composicion. Citaré como ejemplo, todos »los grados superiores de sulfuracion de los metales alcalinos, »para los que el idioma aleman no tienen nomenclatura conveniente, y que las fórmulas designan bastante bien; á saber: KS, KS^2, KS^3, etc., hasta tanto que se hallen nombres »adecuados.»

RESUMEN.

1. Se dá el nombre de *ácido*, á todo compuesto resultante de la combinacion de un cuerpo elemental con el oxígeno y que tenga la propiedad de enrojecer las tinturas azules vejetales y saturar las bases, formando sales: al ácido más oxigenado se le dá la terminacion en *ico* y al menos en *oso*. Los grados relativos de oxigenacion, se marcan haciendo preceder el nombre de algunas sílabas, como *bi*, *hipo* ó *per* (1).

2. Se llama *base* ú *óxido básico*, al compuesto que resta-

(1) Seria conveniente reemplazar este último por *super* y decir, por ejemplo, super-óxido de manganeso, por la misma razon que decimos en castellano super-intendente de Filipinas.

blece el color azul, enrojecido por los ácidos, que enverdece el jarabe de violeta, y es neutralizado por los ácidos originando sales: al óxido básico, ó base superior, se le termina en *ico* y al inferior en *oso*, de la misma manera que respecto de los ácidos.—Las proporciones múltiples en que los óxidos básicos figuran en las sales, se marcan con las voces *proto*, *bi*, *tri*, etc., antepuestas al nombre del óxido.

3. Se entiende por *sal*, la combinacion de un ácido con una base: la nomenclatura de las sales se forma terminando el *ico*, del nombre del ácido, en *ato*; y el *oso*, en *ito*.—Las mismas voces *bi*, *tri*, etc., del caso anterior, sirven en las sales para marcar el exceso sea del ácido ó bien de la base.

4. Respecto de los compuestos, no oxigenados, sucede que se termina en *ido* ó en *uro*, el elemento electro-negativo, cuando el compuesto resultante posee propiedades ácidas, ó puede hacer papel de ácido: y en *uro*, cuando la combinacion sea electro-positiva ó básica; es decir, que pueda intervenir como base en las reacciones químicas.

5. Se llama *hidrácido*, á todo cuerpo binario, hidrogenado, que tiene los caractéres correspondientes á los ácidos mas enérgicos, y sin embargo no contiene oxigeno.

6. Se denominan cuerpos *anphigenos*, á aquellos metaloides que unidos á los demás cuerpos simples, de una ú otra clase, pueden producir indistintamente *ácidos*, *ó bases*. Son los siguientes: *oxigeno*, *azufre*, *selenio* y *teluro*. Con los metaloides y metales electro-negativos, forman *oxácidos*, *sulfácidos*, *seleniácidos*, *teluriácidos*; á la vez que con los metales electro-positivos, producen *óxidos*, *sulfuros*, *seleniuros* y *telururos*. Unida la primera série, con la segunda, se constituyen las *oxi-sales*, *sulfo-sales*, *seleni-sales*, y *teluri-sales*.

7. Se entiende por cuerpos *halógenos* (engendradores de sales), á varios metaloides que gozan de la propiedad de formar sales, uniéndose directamente con los metales, sin que en manera alguna estén oxigenados, ni haya más elementos en la sal que dichos metales y el cuerpo halógeno correspondiente. Los halógenos son *fluor*, *cloro*, *bromo*, *yodo*, y como radical compuesto, el *cyanógeno*.

8. Los cuerpos resultantes de la union de dos cloruros, sulfuros, etc., son considerados como un género de sales par-

ticular, que se designa con los nombres de *cloro-sales*, *bromo-sales*, *sulfo-sales*, etc.

9. La combinacion de los metales entre sí, se denomina *aleacion ó liga;* escepto cuando forma parte de ella el mercurio, en cuyo caso recibe el nombre de *amalgama*.

10. Las iniciales mayúsculas, bien sean solas, ó bien asociadas á las minúsculas, son el fundamento de las fórmulas químicas: intervienen además en estas, números, que hacen el papel, hasta cierto punto, de coeficientes ó exponentes algebráicos y el signo más y el de igualdad. Las fórmulas químicas representan implícitamente los equivalentes ó sea el valor recíproco y relativo de los cuerpos que en ellas figuren. Por consiguiente, toda fórmula debe recordar las proporciones de cada elemento constitutivo y su colocacion en el compuesto: las mismas reglas rigen las fórmulas de los cuerpos correspondientes á la química orgánica, con la sola diferencia de ser algo más complicadas que las de la química mineral, á causa de ser tambien mas compleja, en lo general, la composicion de los cuerpos orgánicos.

LECCION TERCERA.

OXÍGENO.— **Su sinonimia, fórmula y equivalente; su historia y obtencion por seis métodos, á saber: 1.º por la descomposicion, mediante el calor, del óxido mercúrico anhidro; 2.º por la calcinacion del sobre-óxido de manganeso; 3.º por la accion del ácido sulfúrico sobre dicho óxido singular; 4.º por la descomposicion del clorato potásico; 5.º por la accion del ácido sulfúrico sobre el bicromato potásico; 6.º del aire atmosférico mediante el óxido bárico.—Teoría y juicio crítico de estos procedimientos. —Problemas relativos á los mismos.—Propiedades físicas y químicas del oxígeno.—Combustion de los cuerpos en el oxígeno. Utilidad del oxígeno.—Resúmen.**

Oxígeno.

Sinonimia. *Aire deflogisticado; principio eminentemente vital; agente de vida, etc.* La fórmula del oxígeno es O, con arreglo á los principios de la notacion química, por ser dicha letra la primera con que comienza su nombre latino (*oxigenum*); respecto del equivalente de este cuerpo, debemos decir que es=100 cuando se le considera como término ó unidad de comparacion para deducir por él los equivalentes de los demás cuerpos; pero su valor es O=8, cuando se admite el principio ó ley de Prout, que es el que nosotros hemos adoptado, y se deduce el equivalente del cuerpo en cuestion, tomando como unidad comparativa el del hidrógeno.

Historia. Pocos elementos ofrecerán más interés histórico que el oxígeno; en efecto, desde el descubrimiento de este cuerpo, la humanidad entera ha obtenido ventajas ciertas é importantes, á la manera que las ha conseguido tambien, en otro órden de consideraciones, desde el inmortal descubrimiento de la gravitacion, hecho por el hombre más notable que ha poseido la Inglaterra, el célebre Newton.—El oxígeno es, en verdad, uno de esos cortos elementos sobre que el económico é infinito poder de Dios ha hecho descansar todas

las maravillas de la creacion: unido con el hidrógeno en la proporcion de $^{9}|_{10}$, forma los inmensos mares, las nubes, rocios, fuentes, manantiales, arroyos y rios que adornan y dan vida al universo; interpuesto ó mezclado, con sábia prevision, (en la relacion de $^{4}|_{5}$) con el nitrógeno, moderador de su enérgica actividad, constituye el grandioso Occéano aéreo de nuestra atmósfera; combinado con los metales y demás cuerpos simples, forma la costra sólida de nuestro globo, con todos los tesoros que ella guarda en su seno; unido con los otros cinco elementos, que con él pudiéramos llamar *fundamentales*, ó *proteicos*, á saber; el *hidrógeno, carbono, nitrógeno, azúfre y fósforo*, origina, desde la parte más accesoria de los vejetales, hasta el órgano más delicado y complejo del cuerpo humano; en fin, sin el oxígeno seria imposible la combustion ni la respiracion de la mayoría de los séres que pueblan el mundo, es decir, la vida orgánica.

Por lo demás, y aun cuando segun veremos más adelante, á Priestley debe atribuirse en rigor el importante descubrimiento del oxígeno, puede decirse que fué sospechada ya su existencia por muchos otros químicos y físicos anteriores á dicho célebre sabio; en efecto, en 1489, Eck de Sulzbach demostró experimentalmente, el primero, que los metales aumentaban de peso cuando se les calcinaba; denominando cenizas fijas (*cineres fixi*) á los óxidos metálicos resultantes por éste medio, como por ejemplo, el óxido mercúrico á quien llama *mercurio fijo*, ó cinábrio artificial. ¿Pero de dónde proviene este aumento de peso? Procede, responde Eck de Sulzbach, *de que se ha unido un espíritu al cuerpo del metal, y lo prueba el que sometido á la destilacion el cinábrio artificial, desprende un espíritu.* Tan solo falta, dice con este motivo Hoefer, dar un nombre á este espíritu, llamarle oxígeno y decir que existe en el aire, para evitar á Priestley y Lavoisier la pena de aislar este cuerpo simple que otro químico habia ya descubierto cerca de tres siglos antes que ellos.

Hácia 1536, Cardan, entrevió tambien el oxígeno como lo prueba el pasaje que se lee en su Memoria, *de rerum varietate*, referente á un gas (*flatus*) *que alimenta la llama, reanima los cuerpos que ofrecen todavia un punto de ignicion y por último, que existe en el salitre* (nitrato potásico).

Cæsalpino, en su tratado de *Metallicis*, publicado en Nuremberg (1602), afirma que la *costra que recubre al plomo*, (expuesto al aire húmedo) *proviene de una sustancia aérea que aumenta el peso del metal.*

Juan Rey sospechó tambien su existencia en el año de 1605.

Hácia 1680, J. Mayow parece tambien indicar que ha entrevisto ó sospechado la existencia del oxígeno; *no debe creerse*, dice, *que todo el alimento igno-aéreo esté constituido por el mismo aire*, no señor; *él* (el aire) *únicamente forma una parte; pero esta es la más activa.*

Por último, el dia 1.° de agosto de 1774 hizo Priestley su célebre experimento, mediante el que obtuvo del óxido rojo de mercurio (óxido mercúrico anhidro) «*un aire insoluble en el agua, y en el que una bujía ardia con una intensidad notable.*» Le dió el nombre de *aire deflogisticado*, á causa de la famosa teoría de Sthal para esplicar el fenómeno de la combustion, y que nosotros estudiaremos en el lugar correspondiente: Lavoisier, dió el nombre de *oxígeno* (engendrador de ácidos) á este cuerpo simple, despues de su famoso experimento mediante el que dió á conocer la composicion del aire atmosférico, por creer que todos los ácidos, sin excepcion alguna, contaban oxígeno en el número de sus elementos, y además, porque los óxidos se acidificaban por nueva absorcion de oxígeno; hecho que, en general, han venido á comprobar despues los esperimentos científicos directos ejecutados en este sentido, sobre todo, en la química orgánica.

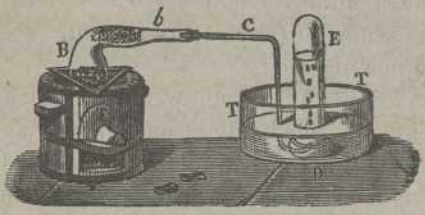
Ya veremos, al hablar de los hidrácidos, cómo la primera opinion de Lavoisier, en virtud de la que llamó oxígeno al cuerpo que historiamos, no ha sido tan generalmente confirmada como la segunda.

Su obtencion. Primer método, ó sea el de Priestley. Este célebre químico operó de la manera siguiente.

Concentró los rayos solares, mediante una lente de mucha fuerza, sobre una sustancia conocida en aquella época con el nombre de *mercurio precipitado per sé* (óxido mercúrico anhidro): esta sustancia estaba, como es consiguiente, contenida en un aparato de vidrio, dispuesto de tal modo que no pudiera perderse parte alguna del producto resultante. Bien pronto obtuvo dicho químico *un aire* (gas) insoluble en agua y que reanimaba

intensamente la combustion de los cuerpos que aun conservaban algun punto en ignicion, despues de apagados de intento.

Nosotros podemos repetir hoy este mismo método para obtener el oxígeno; á cuyo fin, nos serviremos del aparato que representa la adjunta figura y que consta, como se vé, de



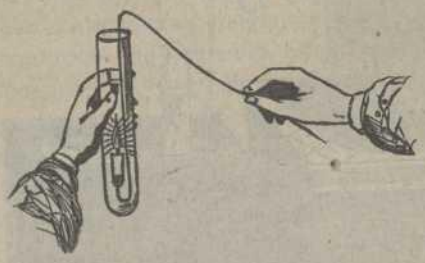
(Fig. 1.ª)

una retorta no tubulada *Bb*, en donde se ha introducido previamente el óxido mercúrico (*precipitado per sé*): se calienta con un hornillo *F*, ó con una lámpara de alcohol de grande mecha, y por efecto del calor, el óxido de mercurio se descompone en mercurio metálico, que se volatiliza y condensa bajo forma de pequeñisimos glóbulos, en las partes frias del aparato; y en oxígeno, que en el estado gaseoso se desprende y atravesando el tubo conductor *C*, encorbado en doble ángulo, vá á alojarse en la parte superior de la campana *E*, llena préviamente de agua é invertida en una especie de pequeña cuba hidroneumática, formada por el vaso de vidrio *T*, y la cápsula *D* puesta boca abajo é invertida (haciendo de puente) para que descanse sobre ella la campana que ha de albergar el gas en cuestion.

Este método se funda en la propiedad que tienen los oxídos de ciertos metales (los de las últimas secciones) de retener el oxígeno con poca fuerza, por irse alejando de la escala electro-positiva y por lo tanto acercándose á la electro-negativa, en cuyo número se halla al frente el oxígeno, quien, con arreglo á los principios electro-químicos se ha de combinar más preferentemente con los cuerpos antagonistas, en dicha tendencia, que con los semejantes á él en ella; y por eso su union

ha de ser débil en estos óxidos, hasta el punto de ser descompuestos fácilmente por la accion del calor.

Por lo demás, hemos llegado, practicando este método, á los mismos resultados que Priestley; y la prueba de ello es, que si introducimos dentro de una campana llena de este gas, una bujia ardiendo, veremos que aumenta considerablemente la intensidad de la llama, segun indica la adjunta figura:



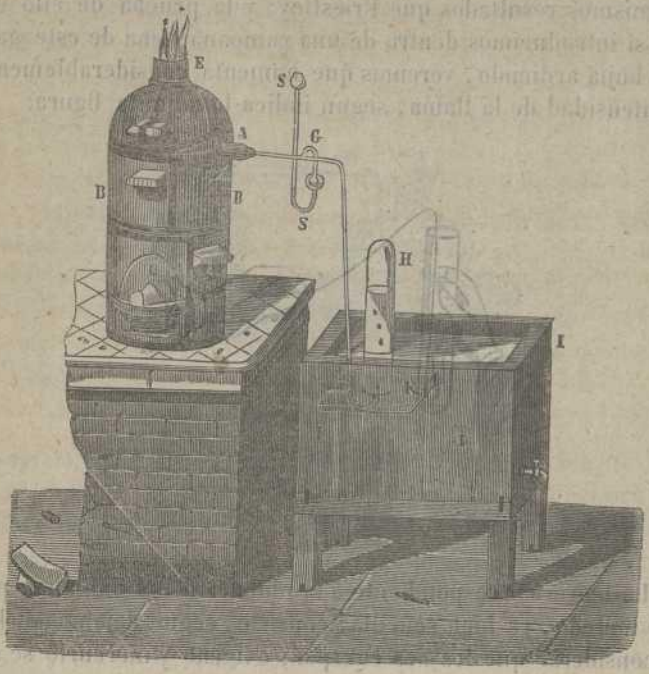
(Fig. 2.ª)

La teoria correspondiente á la obtencion del oxígeno, por este método, es bien sencilla; consiste, segun dejamos dicho, en considerar que los dos cuerpos, oxígeno y mercurio se separan mediante la accion de una elevada temperatura segun expresa la siguiente fórmula:

$$HgO = Hg + O.$$

Por el sobreóxido de manganeso. Al clasificar los óxidos con arreglo á los principios de nomenclatura de Berzelius, digimos que habia una clase de óxidos que no podian neutralizar directamente los ácidos, como los óxidos básicos, para formar sales, á causa de poseer un esceso de oxígeno; por cuya razon Berzelius les denomina *sobreóxidos*: pues bien, en esta clase de cuerpos se halla un producto comercial, de aspecto oscuro, pulverulento y lustre cristalino, denominado vulgarmente *manganesa*, ó *sobreóxido de manganeso*, conforme al lenguaje científico adoptado. El aparato necesario para

obtener el oxígeno por este método, consiste, como indica la adjunta figura, en una retorta de barro *A* colocada en el labo-



(Fig. 3.ª)

ratorio *B* de un horno *C*: el laboratorio ó anillo *B B*, esta cubierto por una especie de cúpula abierta en *E*, para dar salida á la llama, cuyo tiro puede aumentarse mucho enchufando en el anillo *E*, un cañon de hierro dulce, de cierta altura. Introducido préviamente en la retorta el sobreóxido de manganeso, reducido á menudos fragmentos, se adapta un tapon de corcho agujereado, pero que ajuste muy bien, á la abertura de la retorta: el tubo de seguridad *G*, ajustado al córcho, y por lo tanto en comunicacion con la parte interna de la retorta, se dirije debajo de una campana invertida y llena de agua, que descansa sobre el puente de ojalata *K*, colocado en forma de embudo, sobre la cuba hidroneumática *I*; es decir, dispuesto todo de una manera apropósito para recojer los gases. En seguida,

se introducen algunas ascuas en el hornillo y se va aumentando gradualmente la temperatura hasta que empieza el desprendimiento regular y continuo del oxígeno, en cuyo caso se conduce con precaucion el fuego, para evitar sea demasiado tumultuoso dicho desprendimiento. Las dos primeras campanas son, en su mayor parte, aire del aparato con algo de oxígeno, por lo cual deben desperdiciarse, como en el caso anterior y recojer solamente el gas que avive con intensidad la combustion.

Este método es bastante bueno, cuando solo se trate de obtener grandes cantidades de oxígeno y no sea preciso poseerle puro; supuesto que teniendo generalmente, carbonato de cal la manganesa del comercio empleada, sale el oxígeno mezclado, casi siempre, con el ácido carbónico procedente de la descomposicion, por el calor, del carbonato cálcico: puede evitarse este inconveniente, poniendo un frasco intermedio entre la retorta y la campana *H*, en donde sea absorbido el ácido carbónico, mediante un legia concentrada de potasa, sosa ó cal cáusticas.

Un kilógramo de sobreóxido de manganeso, debe producir más de 85 litros de oxígeno; pero como el mineral nunca es puro, siendo preciso además perder cierta cantidad del oxígeno que primeramente sale mezclado con el aire de los aparatos, resulta que, en definitiva, se obtiene mucho menos del que indica la teoría: de todos modos, debe quedar en la retorta un óxido inferior de manganeso, cuyo peso es generalmente menor de los $^{9}/_{10}$ de la masa primitiva. Así que puede admitirse, como muy probable, que el sobreóxido de manganeso pierde por el calor, próximamente, 12 por 100 de su peso, esperimentando al propio tiempo una transformacion de que vamos á hacernos cargo.

La composicion centesimal del sobreóxido de manganeso puro, es la siguiente:

63,28 manganeso
36,72 oxígeno.

Pero como el equivalente de este metal es 27,87 y el del oxígeno 8, podemos deducir que el sobreóxido consta de un

equivalente de manganeso y de dos de oxígeno, segun representa esta fórmula:

$$= MnO^2.$$

Sentado esto, no hay más que considerar, que si 63,28 (de manganeso), corresponden á 27,87 (su equivalente), 36,72 (de oxígeno) corresponderán á 16 (dos veces su equivalente); ó en otros términos:

$$63,28 : 27,87 : : 36,72 : 16.$$

Hé aquí, por otra parte, la composicion centesimal del residuo:

72,11 de manganeso
27,89 oxígeno
———
100,00.

Si aplicamos al presente caso igual raciocinio que antes, veremos que este residuo consta de un equivalente de manganeso y de un equivalente y un tercio de oxígeno; por consiguiente, le corresponde la fórmula $MnO^{1\ 1}/_3$: comparando ambas fórmulas, se observa que el sobreóxido de manganeso ha perdido, por la accion de una temperatura elevada, la tercera parte de su oxígeno, quedando reducido, como es consiguiente, á un óxido inferior. Y para hacer más inteligible esta reaccion, hagamos desaparecer la fraccion multiplicando por tres la fórmula del óxido singular, v. gr.:

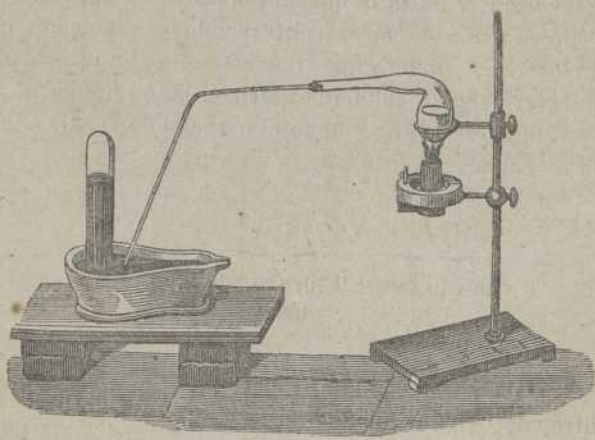
$$3MnO^2 = \underbrace{Mn^3O^4} + O^2:$$
$$= MnO, Mn^2O^3.$$

Por el sobreóxido de manganeso y el ácido sulfúrico. Este método está fundado en que dichos óxidos, no pueden unirse á los ácidos para formar sales, sin perder la parte de oxígeno que los inhabilita para esta combinacion, en cuyo caso quedan constituyendo un óxido de la fórmula general *RO*, apto ya para formar compuestos salinos; por eso cuando se ponen en un aparato apropósito el sobreóxido de manganeso y el ácí-

do súlfurico este obra, hasta cierto punto, como una enérgica temperatura y aun más si cabe que esta, supuesto que descompone el sobreóxido (MnO^2) en óxido básico MnO, y en oxígeno O, segun demuestra la ecuacion siguiente:

$$MnO^2+SO^3,HO=MnO,SO^3,HO+O$$

Por el clorato potásico. El método más generalmente seguido en los laboratorios, para obtener el oxígeno puro, es mediante el clorato potásico; sustancia que se halla en el comercio, y que por cierto es causa del chasquido y proyeccion del fósforo inflamado que producen cierta clase de cerillas fosfóricas fabricadas en España; dichos fósforos contienen una mezcla escesiva de ambos cuerpos, constituyendo un misto explosivo por el frote, que en verdad ha sido causa ya de varios accidentes desagradables. Hé aquí por lo demás cómo se opera: se introducen 15 gramos, por ejemplo, de clorato potásico en una retorta de vidrio, á la que se adapta hermética-



(Fig. 4.ª)

mente un buen tapon de corcho agujereado, por el que atraviesa un tubo torcido en doble ángulo y dispuesto en su estremidad encorbada, de manera que vaya á parar dentro de una campana de vidrio llena de mercurio é invertida, y, en fin,

descansando sobre una cuba de mármol, llena de azogue; en una palabra, una cuba hidrargiro-neumática: dispuesto todo de este modo, se calienta gradualmente la retorta con una lámpara de alcohol ó un hornillo, y se dá por terminada la operacion cuando la porcion de gas desprendida sea corta ó nula.

Es conveniente, en la práctica de este método, mezclar sobreóxido de manganeso puro y seco al clorato, porque de esta manera se modera mucho el desprendimiento del oxígeno y se evita la explosion, que en algunos casos acontece, por la descomposicion brusca y casi instantánea del clorato, despues del periodo de la fusion acuosa, y sobre todo de haber pasado á perclorato potásico una gran parte de él: hé aquí la reaccion que en definitiva suministra este cuerpo. El clorato potásico, como su nombre indica, es una sal constituida por un óxido de cloro (ácido clórico, compuesto de Cl y O^5) y de potasa (constituida por K y O): en esta sal están unidos con alguna violencia el radical cloro y oxígeno, formando el ácido en cuestion; así es que, por la accion del calor, ambos cuerpos se disocian, y hasta la misma potasa se descompone tambien cediendo su oxígeno y contrayendo combinacion íntima con el cloro; por manera que, por este método, no solamente se obtiene el oxígeno del ácido clórico, sino tambien el de la base, ó lo que es lo mismo todo el oxígeno de la sal, segun indica la reaccion siguiente:

$$\underbrace{KO,ClO^5}_{\text{Clorato potásico.}} = \underbrace{KCl}_{\text{Cloruro potásico.}} + \underbrace{6O}_{\text{Oxígeno.}}$$

Un kilógramo de clorato potásico, produce próximamente 274 litros de oxígeno.

Por el bicromato potásico. Este método se funda en que el ácido crómico, compuesto de uno de cromo y tres de oxígeno (CrO^3) es capaz de formar sales neutras y hasta ácidas con las bases poderosas, por ejemplo, el bicromato potásico ($= KO,2CrO^3$) pudiendo á la vez desempeñar el papel de base, rebajándose de oxigenacion (quedándose reducido á sexqui-óxido v. gr. =

Cr^2O^3) en presencia de los ácidos enérgicos, tales como el sulfúrico; por consiguiente, si introducimos en una retorta semejante á la del aparato (fig. 1.ª) bicromato potásico pulverizado y ácido súlfurico ordinario, en la proporcion de una parte del primer compuesto y cuatro del ácido, y procuramos, en fin, que este caiga en el fondo de la mesa, para lo que nos serviremos de un tubo encorbado que termine en embudo, podemos, guardando con exactitud las demás precauciones relativas á la conduccion del calórico, obtener por este método bastante cantidad de oxigeno en virtud de la reaccion dicha; esto es, que el bicromato potásico se descompone en dos equivalentes de ácido crómico y en potasa; esta, se combina con el ácido sulfúrico produciendo sulfato potásico, mientras que los dos equivalentes de ácido crómico ($_2CrO^3$) se resuelven en uno de sexquióxido (Cr^2O^3) que se une con el ácido sulfúrico, constituyendo sulfato crómico (Cr^2O^3, $3SO^3$,HO) y tres equivalentes de oxigeno (3O), segun expresa la siguiente fórmula:

$$\underbrace{KO,2CrO^3}_{\text{Bicromato potásico.}}+\underbrace{4SO^3,HO}_{\text{Acido súlfúrico de 66°}}=\underbrace{KO,SO^3HO}_{\text{Sulfato potásico.}}+\underbrace{Cr^2O^3,3SO^3,HO}_{\text{Sulfato crómico neutro; es decir, que hay triple oxigeno en el ácido (3SO}^3\text{) que en la base (Cr}^2\text{O}^3\text{).}}+\underbrace{3O}_{\text{Oxigeno obtenido}}$$

Del aire atmosférico, mediante el óxido bárico. Este procedimiento se funda en las observaciones de Boussingault, relativas á la absorcion del oxígeno atmosférico, mediante el protóxido de bario á la temperatura rojo-oscuro y el desprendimiento de él al calor rojo-claro. Para proceder por este método, se coloca dentro de un tubo de porcelana, abierto por ambos lados, cierta cantidad de óxido bárico (BaO); se tapan las aberturas del tubo con dos corchos agujereados, que dan entrada por un extremo á un tubo en comunicacion con un frasco de llave vacío y con un embudo en la parte superior destinado á recibir una caida de agua continua, para desalojar el aire del frasco y obligarle á atravesar el tubo de porcelana

cuando esté enrojecido, á cuyo fin, se coloca convenientemente dicho tubo, en un horno prismático; la otra extremidad del tubo de porcelana, comunica con una campanita de cristal llena de agua é invertida, propia, en fin, para recojer gases en la cuba hidroneumática. Entre el frasco que ha de suministrar el aire atmosférico y el tubo de porcelana, hay un aparatito de bolas de Liebig, destinado á absorber, mediante la legía de potasa cáustica que contiene, el ácido carbónico del aire; dispuesto así el aparato, se vá elevando gradualmente la temperatura hasta que llegue al rojo oscuro, en cuyo caso se hace caer el agua á gotas aceleradas, por el embudo, en el frasco lleno de aire, para que este pase forzadamente á través del óxido bárico colocado en el tubo de porcelana; y en fin, se renueva el aire del frasco con solo vaciar el agua por la llave dispuesta al pié del mismo. Marchando la operacion de esta manera, llega un instante en que, no pasando la temperatura del grado dicho (rojo oscuro), sale por el tubo de desprendimiento, y se recoje en la campana, un gas que tiene sensiblemente las condiciones del aire atmosférico, lo cual es indicio cierto de que ya no absorbe más oxígeno el protóxido de bario. Entonces se cierra la llave que pone en comunicacion el frasco aspirador de aire con el tubo de porcelana, y abriendo la que dirige el gas á la cuba hidroneumática, se eleva la temperatura al rojo blanco intenso. La reaccion que tiene lugar en este caso es bien sencilla, consiste en descomponerse, á la temperatura indicada el sobreóxido de bario formado, en óxido bárico y oxígeno, segun expresa esta fórmula:

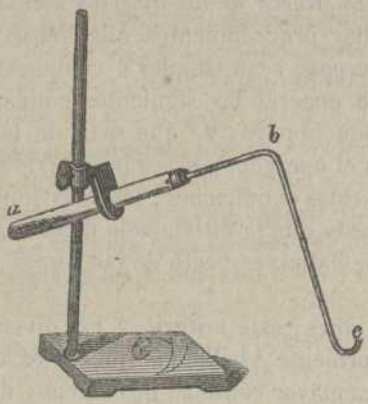
$$\underbrace{BaO}_{\text{Oxido bárico.}} + \underbrace{O}_{\text{Oxíg. del aire.}} = \underbrace{BaO^2}_{\text{Sobreóxido bárico.}} \left\{ \begin{array}{c} \text{Calentado} \\ \text{este cuerpo} \\ \text{al rojo claro.} \end{array} \right\} = \underbrace{BaO}_{\text{Protóxido de barita.}} + \underbrace{O}_{\text{Oxíg.}}$$

Operando el distinguido autor de este método, Mr. Boussingault, sobre 75 gramos de barita, ha obtenido de 4 á 5 litros de oxígeno cuantas veces ha querido; supuesto que, segun su espresion, «el protóxido de bario obra como un filtro, que absorbe solo el oxígeno y deja pasar el nitrógeno:» es de-

cir, que graduando convenientemente la operacion es posible, hasta cierto punto, segun Boussingault, obtener cantidades considerables de oxígeno con una porcion constante de barita cáustica.

Dicho químico ha calculado, que 100 kilógramos de barita (óxido bárico) distribuidos en 8 ó 10 cilindros y colocados en un solo horno, desprenderian, ó pueden producir, 6,000 litros de oxígeno; y como es posible hacer 4 ó 5 operaciones, en venticuatro horas, se llegaría á obtener, por semejante método y en el citado tiempo, de 24 á 30 metros cúbicos de gas (1).

Cuando se desea obtener instantáneamente pequeñas cantidades de oxígeno puro, se hace uso del aparatito que representa la adjunta figura; constituido, como se vé, por un tubo



(Fig. 5.ª)

de vidrio resistente *a*, cerrado por un lado y abierto por la estremidad opuesta, cuyo tubo se coloca, en la posicion que marca la citada figura, sobre un sostenedor de madera: el corcho agujereado que tapa la abertura dicha, dá paso á un tubo encorbado en doble ángulo, como se necesita para dirigirle á la campana en donde se ha de recojer el gas.

(1) Este procedimiento es digno de llamar muy seriamente la atencion pública por las varias y utiles aplicaciones á que puede prestarse, en particular, para la higiene de los hospitales, hospicios, cárceles, etc., etc. En efecto, practicado este método en la escala debida, en dichos establecimientos, pudiera luego el oxígeno obtenido cambiarse en *ozono*, fuera por corrientes eléctricas, ó de otro modo fácil y práctico; y entonces hacerle pasar desde un gasómetro á los puntos convenientes.

Introducida préviamente, y en el referido tubo *a*, la mezcla, bien pulverizada de clorato potásico fundido y sobreóxido de manganeso puro, se calienta aquel con una lámpara de alcohol, hasta tanto que eliminado todo el aire del aparato, estemos seguros, por ensayos de combustion comparativa, que solo se desprende oxígeno: llegado este momento, se obtiene el gas que se desea, y en seguida se apaga la lámpara y se sumerge la estremidad *c*, del tubo de conduccion *b*, en una copa que contenga mercurio. El gas dilatado por el calor, se condensará entonces en el tubo *b*, y el mercurio ascenderá hasta cierta altura: fija, ó estacionaria en un punto, la columna de azogue, se saca del pequeño baño de mercurio, la estremidad *c* del tubo, y se tapa con cera. Conservado el aparatito en esta forma, puede servir para varias veces.

Juicio crítico acerca de los diversos métodos para obtener el oxígeno. Los procedimientos que deban servirnos para obtener los cuerpos, sean simples ó compuestos, han de llenar, por regla general las siguientes condiciones: 1.ª que ofrezcan el producto puro; 2.ª que sean de fácil ejecucion (y sin riesgo para el operador, si es posible); 3.ª que sean de poco coste. De estas condiciones, las más importantes son la 1.ª y 2.ª, supuesto que la última solo debe llamarnos la atencion, cuando se halle, respecto de las demás, en igualdad de circunstancias.

Aplicando, pues, este criterio á los diversos métodos es puestos anteriormente, hallamos que entre todos ellos ninguno suministra mayor cantidad de oxígeno, de mas pureza y con más prontitud que el clorato potásico, si bien, en circunstancias dadas, y con las precauciones dichas, pueden servir perfectamente al objeto en cuestion, bien sea el que consiste en descomponer el sobreóxido de manganeso por el calor ó el ácido sulfúrico, ó bien el que se funda en la accion de este sobre el bicromato potásico, ó bien en fin, descomponiendo, por el fuego, el sobreóxido bárico.

Si quisieramos saber ahora, qué proporciones de oxígeno, en peso, pueden dar 100 partes ponderales tambien, de dicha sustancia, plantearíamos la série de ecuaciones siguientes:

Primer método; por el óxido mercúrico.

$$\underbrace{HgO}_{108} = \underbrace{O}_{8} + \underbrace{Hg}_{100} \quad : \; : \; x \; . \; . \; . \; . \; . \; x = 7{,}40$$

2.° Por el sobreóxido de manganeso.

$$\underbrace{3MnO^2}_{44\times3=132} = \underbrace{2O}_{16} + \underbrace{Mn^3O^4}_{100} \quad : \; : \; x \; . \; . \; . \; . \; . \; x = 12{,}12$$

3.° El mismo óxido y ácido sulfúrico.

$$\underbrace{MnO^2}_{44} + SO^3,HO = \underbrace{O}_{8} + \underbrace{MnO,SO^3HO}_{100} \quad : \; : \; x = 18{,}18$$

4.° Por el clorato potásico.

$$\underbrace{KO,ClO^5}_{43{,}43+75{,}43=118{,}86} = \underbrace{6O}_{48} + \underbrace{KCl}_{100} \quad : \; : \; x \; . \; . \; x = 40$$

5.° Por el bicromato potásico.

$$\underbrace{KO,2CrO^3}_{47{,}14+100{,}56=147{,}70} + 4SO^3,HO = \underbrace{3O}_{24} + \underbrace{KO,SO^3HO}_{100} + \underbrace{Cr^2O^3,3SO^3,HO}_{} \quad : \; : \; x \; . \; . \; x = 16{,}24$$

6.° Por el sobreóxido bárico.

$$\underbrace{BaO^2}_{84{,}64} = \underbrace{O}_{8} + \underbrace{BaO}_{100} \quad : \; : \; x \; . \; . \; . \; x = 9{,}94.$$

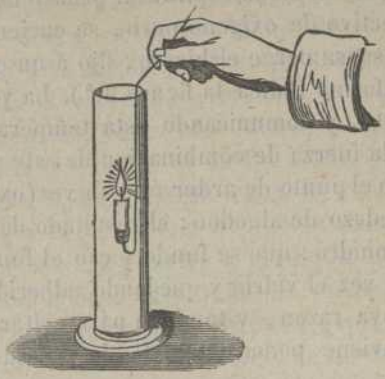
Por manera, que los diferentes procedimientos citados, dan por su órden, las proporciones de oxígeno siguientes:

1.° 7,40 por 100.
2.° 12,12 ——
3.° 18,18 ——
4.° 40,00 ——
5.° 16,24 ——
6.° 9,94 ——

Y siendo el del clorato potásico quien más dá proporcionalmente y con prontitud y pureza, de ahí que nosotros le hayamos dado la preferencia sobre los demás métodos espuestos.

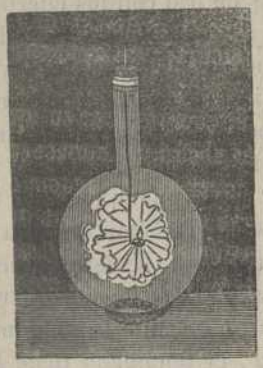
Propiedades físicas y químicas del oxígeno. A la simple vista es muy fácil confundir el oxígeno con el aire, supuesto que como este es gaseoso, incoloro, inodoro é insípido: su densidad es, sin embargo, distinta de la del aire, pues siendo la de éste representada por la unidad (=1,0000) la del oxígeno es 1,1056.—Un litro de oxígeno pesa, en las condiciones normales de presion y temperatura (estas son la de una temperatura = 0° y una presion = 0.760 milímetros), 1 gr. 429 miligramos. Es gas permanente aun á las mayores presiones y descensos de temperatura á que hasta el dia se le ha sujetado: quizá en los futuros tiempos, en que la ciencia pueda disponer de más altas presiones y descensos más considerables de temperatura, sea posible liquidar y aun solidificar el oxígeno, como hoy se consigue con el cloro, ácido carbónico, óxido nitroso, etc. Bastante soluble en el agua; un litro de ella puede disolver, á la temperatura ordinaria, 46 centímetros cúbicos de dicho gas: aumentada la solubilidad del oxígeno en el agua, bien sea por efecto de un descenso de temperatura, ó por la contínua agitacion de ambos cuerpos, ó bien, en fin, por concurrir dichas causas á la vez, el agua adquiere entonces un sabor marcadamente dulce, parecido, aunque no tan intenso, al que la comunica el óxido nitroso. La solubilidad del oxígeno en el agua es indispensable para hacer á esta potable, y sobre todo para la respiracion de los peces, segun veremos más adelante: pero de todos los caractéres, el más notable es el poder comburente que en tan alto grado posee. Basta, en efecto, introducir en una campana llena de oxígeno, una cerilla recien apagada, ó un pedazo de madera, pero conservando todavía ambas un pequeño punto en ignicion, para que acto contínuo vuelvan á reanimarse,

con intensidad, adquiriendo la llama una brillantez deslumbradora, segun puede juzgarse por el esperimento que indica la adjunta figura.



(Fig. 6.ª)

Los cuerpos que arden en contacto con el aire atmosférico, como por ejemplo el carbon, azufre y yesca, arden con muchísima mayor intensidad en atmósfera de oxígeno y se apagan, por regla general, en otros gases. Entre los esperimentos de combustion en dicho gas, citaremos como más notables los que generalmente se ejecutan en todos los cursos de química, á saber: el del fósforo y el del hierro, segun manifiestan las presentes figuras.



(Fig. 7.ª)

(Fig. 8.ª)

La combustion del hierro en el oxígeno (esperimento de

Hingenus), es uno de los hechos más curiosos que la Química ofrece: para que se verifique con exactitud, es preciso operar sobre un resorte de reloj doblado en espiral y terminado en punta. Colocando en dicha espiral un pedazo de yesca y lleno el frasco respectivo de oxígeno puro, se enciende la mecha y acto contínuo se sumerge el hierro, fijo á un corcho, dentro del frasco (conforme indica la figura 8.ª). La yesca comienza arder vivamente, y comunicando esta temperatura inicial al hierro, exalta la fuerza de combinacion de este por el oxígeno presente, hasta el punto de arder él á su vez (oxidarse), como si fuese un pedazo de algodon: el resultado de esta union es óxido férrico anhidro, que se funde y cae al fondo del frasco, fundiendo á su vez el vidrio y quedando adherido á él fuertemente; por cuya razon, y tambien para evitar que el frasco se rompa, conviene poner en el fondo de este un poco de agua.

Los hechos referentes á la combustion de los cuerpos en el aire atmosférico, prueban varias cosas: en primer lugar, que en el aire hay oxígeno; en segundo, que la combustion es efecto de la combinacion del oxígeno con los elementos del cuerpo que arde; y en fin, que dicha combinacion solo se efectúa á una temperatura elevada, lo cual es un grande beneficio, porque ¡qué seria del mundo organizado si las cosas pasaran de otra manera! Siendo el oxígeno parte integrante del aire que rodea la tierra, no cabe duda alguna de que si tuviera la facultad de combinarse en frio con los cuerpos tan enérgicamente como lo efectúa á una temperatura elevada quedarian abrasados instantáneamente los animales y vejetales: y sin embargo, es un hecho cierto y constante que el oxígeno se combina con varios cuerpos á la temperatura ordinaria; solo que entonces la combustion es muy lenta, y por consiguiente tambien lo es el calor desarrollado por ella. Como ejemplo de esta verdad, tenemos la formacion del orin en el hierro; fenómeno enteramente igual al que se verifica mediante el experimento de Hingenus (fig. 8.ª) con la sola diferencia de que, en este caso, se realiza en un instante la combinacion dicha, mientras que en el del orin, el fenómeno tiene lugar muy lentamente.

Este mismo ejemplo puede servir para esplicar la diferente

temperatura del cuerpo de ciertos animales, durante la combustion respiratoria: en unos, el acto químico se verifica de una manera comparable á la oxidacion del hierro en el oxígeno, segun dejamos dicho; mientras que en otros, la combustion de la sangre se realiza de un modo semejante á la que es causa del orin del hierro. Por manera que, químicamente hablando, la *combustion*, *oxidacion*, y *respiracion* son el mismo fenómeno, bajo diferentes formas, segun veremos con mayor estension al estudiar el aire atmosférico.

Utilidad del oxígeno. Desde el momento en que dejamos demostrado, que el oxígeno es el agente principal de la vida orgánica, debemos comprender el grado importantísimo de la utilidad de este cuerpo: gran número de industrias se fundan tambien en la intervencion de dicho gas á diferentes temperaturas, y en fin, puede emplearse de una manera especial para combatir la asfixia, sea por falta de aire ó bien por gases nocivos é impropios para la respiracion.—Se considera como un poderoso excitante.

Pueden administrarse cómodamente á los enfermos diferentes gases haciendo uso de esponjas que, dilatadas en el seno de ellos, despues de una violenta compresion, los absorban en volúmen proporcional á sus poros, cuyo volúmen puede apreciarse (lo bastante al menos para esta aplicacion) por el de agua desalojada, mediante un ensayo prévio.

Algunos experimentos directos, practicados con el oxígeno, demuestran que los enfermos respiran sin dificultad alguna, los gases en cuestion, por cuanto estos se hallan en cierto modo disueltos en el aire atmosférico normal.

RESUMEN.

1. El oxígeno es el primer cuerpo elemental metaloideo, que figura al frente del grupo constituido por los cuerpos simples no metálicos electro-negativos. Fué descubierto por Priestley en 1774. Su símbolo es = *O*. Su equivalente es = 8, siendo = 1 el del hidrógeno.

2. Puede obtenerse por seis procedimientos, á saber: 1.° por la descomposicion, mediante una elevada temperatura,

del óxido mercúrico anhidro (precipitado per sé, precipitado rojo, etc.); 2.° Calcinando el sobreóxido de manganeso; 3.° por la accion del ácido sulfúrico sobre dicho óxido; 4.° por la descomposicion, mediante el calor del clorato potásico; 5.° por la descomposicion del bicromato potásico en presencia del ácido sulfúrico; 6.° del aire atmosférico y el óxido bárico auxiliados por determinada temperatura.

3. El mejor de estos métodos, es el del clorato potásico porque es fácil, pronto y da el oxígeno muy puro y en mayor proporcion (40 por 100) que los demás procedimientos.

4. El oxígeno, es constantemente gaseoso; no tiene color, olor ni sabor; es algo soluble en el agua comunicando á esta un gusto azucarado; su carácter principal es aumentar extraordinariamente la combustion de los cuerpos que arden en el aire y reanimar los que estando recien apagados conservan todavía algun punto en ignicion: es, pues, combúrente en alto grado.

5. En virtud de esta propiedad fundamental, es el agente ó principio de la combustion, de la respiracion de los animales, y en fin, de la oxidacion de los metales.

6. Unido con el hidrógeno en la proporcion de $^9/_{10}$ forma los inmensos mares, las nubes, rocíos, fuentes, manantiales, arroyos y rios que adornan y nutren el universo: interpuesto ó mezclado, con sábia prevision, (en la relacion de $^1/_5$) con el nitrógeno, moderador de su enérgica actividad, constituye el grandioso Occéano aéreo de nuestra atmósfera; combinado con los metales y demás cuerpos simples, forma la costra sólida de nuestro globo con todos los tesoros que ella guarda en su seno; unido con los otros cinco elementos, que con él pudiéramos llamar *fundamentales*, á saber: el *hidrógeno*, *carbono*, *nitrógeno*, *azufre y fósforo*, origina, desde la parte más accesoria de los vegetales, hasta el órgano más delicado y complejo del cuerpo humano.

7. Respirado por medio de esponjas ó constituyendo atmósferas especiales, puede usarse como poderoso escitante, contra la asfixia, y en fin, como anti-pútrido.

LECCION CUARTA.

OZONO.—Sinonimia.—Símbolo.—Observaciones de Van Marums.—Estudios de Schœnbein en 1839, relativos al olor eléctrico.—Trabajos de Marignac, Fremy y Becquerel (hijo) sobre el ozono.—Opinion de Berzelius acerca de este cuerpo.—Origen del ozono y causas que le producen.—Diferentes métodos para obtener el ozono: su teoría y crítica científica:—Propiedades físicas y químicas del ozono.—Ozonometría.—Importancia y utilidad del ozono.—Resúmen.

Ozono.

Sinonimia.—*Olor eléctrico; oxígeno alotrópico.* Ningun autor indica, que nosotros sepamos, símbolo alguno para distinguir este cuerpo del oxígeno normal; y sin embargo, convendria quizá esta distincion para diferenciar con ella los casos en que sea uno ú otro el cuerpo que se trate de señalar gráficamente, en una combinacion dada. Con el objeto, pues, de indicar estas diversas condiciones moleculares del oxígeno y el ozono, nosotros adoptaremos para este el mismo símbolo que para el oxígeno, pero con el signo de electricidad negativa colocado en la parte superior y algo desviado á la derecha del referido símbolo, en esta forma; O^{-}

Historia. Van Marums fué el primero que señaló la existencia de este cuerpo: en 1785 publicó este autor varios esperimentos ejecutados en 1783, en los que demostró que encerrado el oxígeno en un tubo de vidrio, y sometido á la accion de una série de chispas eléctricas, adquiria un olor intenso y poseia la propiedad de combinarse con el mercurio á la temperatura ordinaria; propiedad de que no gozaba antes. Van Marums asegura, al dar cuenta de este fenómeno, que el olor comunicado al oxígeno, en estas circunstancias, le parece ser debido muy claramente *al olor de la materia eléctrica.*

Estos esperimentos quedaron sepultados en el olvido, hasta

que en 1840 Schœnbein, profesor de química en Basilea, observó que el oxígeno procedente de la descomposicion del agua por la pila, tenia el mismo olor que el que se observa en el disco de una máquina eléctrica en movimiento, y le denominó *ozono*, voz derivada de una palabra griega que significa *yo huelo*.

Se debe á Mr. Schœnbein las observaciones siguientes sobre el ozono. Haciendo pasar el oxígeno húmedo ó el aire saturado de humedad á través del fósforo, á la temperatura de 20 ó 25.°, adquiere olor sensible y presenta los mismos caractéres que el olor eléctrico del gas oxígeno procedente de una pila; este principio odorífero puede conservarse durante mucho tiempo en frascos bien tapados; su desarrollo en el polo positivo de la pila, depende de la naturaleza del metal que forma en ella el electrodo positivo, y de la naturaleza del líquido descomponible; el desarrollo de dicho cuerpo solo tiene lugar cuando el electrodo és de oro, ó de platino; el agua acidulada con los ácidos sulfúrico ó nítrico, ó bien que contenga sales muy oxigenadas, produce tambien gran cantidad de oxígeno dotado de olor, pero ciertas sales como, por ejemplo, los cloruros, bromuros, yoduros etc., disueltas en el agua, no producen la menor porcion de este cuerpo: el oxígeno odorífero pierde su olor cuando se le agita con carbon, mercurio, hierro etc., y en fin, se destruye atravesando un tubo calentado á 25.°

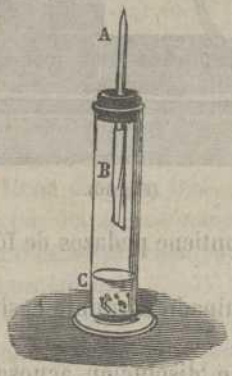
Grandes y muy sostenidas han sido las discusiones que acerca de este cuerpo han mantenido varios químicos: en efecto, mientras que su autor y algunos profesores sostenian que el ozono era un cuerpo nuevo, diferente del oxígeno por sus propiedades físicas, tales como el olor y sabor, á la vez que por sus caractéres químicos, en presencia de algunos metales, del amoniaco, del yoduro potásico, etc., etc.; otros químicos, á cuya cabeza figuraba el ilustre Berzelius, creian que el ozono era una simple colocacion molecular diversa del oxígeno normal, es decir, un estado alotrópico análogo al que se observa en otros cuerpos simples como por ejemplo, el azufre, carbono y fósforo. Como era natural, ambos bandos procuraron defender sus opiniones con la mayor copia de hechos posibles; y gracias á este fecundo móvil de las cien-

cias esperimentales, tenemos hoy una cabal monografía del ozono, llamado por sus notables propiedades á ser uno de los agentes más importantes para la higiene y no escaso número de industrias.

A los notables y concienzudos trabajos de Marignac, Fremy y Edmundo de Becquerel, se debe el haber resuelto la cuestion de una manera favorable á la opinion de Berzelius, á saber: *que el ozono no es más que oxígeno en un estado molecular diverso del normal*, ó lo que es lo mismo, *un estado alotrópico particular del oxígeno ordinario.*

Produccion del ozono. Este cuerpo se forma principalmente por dos causas: 1.° por reacciones químicas; 2.° haciendo atravesar una série de chispas eléctricas, bien sea por aire húmedo, ó bien por oxígeno ordinario

Primer método. Si se vierte ácido sulfúrico concentrado en una campana con pié, en donde primeramente se haya introducido un poco de sobreóxido de bario, y se suspende dentro de ella un poco de papel preparado con una mezcla de yoduro potásico y almidon, y de manera que dicho papel esté sujeto á un tubo sólido de vidrio, que á su vez se halla ajustado á un corcho destinado á tapar la campana, segun indica la presente figura, se verá, al cabo de cortos instantes, tomar



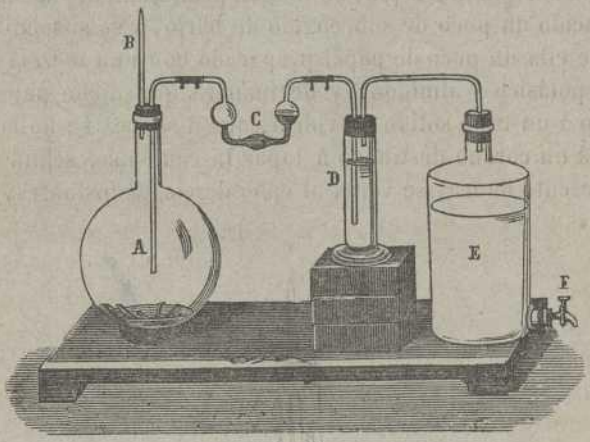
(Fig. 9.ª)

un color azul violeta al referido papel, debido al ozono despren-

dido en virtud de la reaccion siguiente, ideada por Mr. Houzeau.

$$\underbrace{BaO^2}_{\text{sobreóx. de bário.}} + \underbrace{SO^3,HO}_{\text{ácido sulfúrico concentrado.}} = \underbrace{BaO,SO^3,HO}_{\text{sulfato bárico.}} + \underbrace{O}_{\text{ozono.}}$$

Fundados en la produccion del ozono por reaccion quimica, como en el caso anterior, podemos utilizar para obtener este cuerpo el mismo método de Mr. Schœnbein, el cual consiste esencialmente en colocar dentro de una vasija de vidrio, llamada matraz, de 12 á 15 litros de capacidad y á la temperatura de 12 á 20°, un poco de agua y varios pedazos de fósforo, de un centímetro de diámetro, dispuestos de manera que solo estén sumergidos un poco en el agua, segun expresa la adjunta figura.



(Fig. 10).

A gran matraz que contiene pedazos de fósforo medio sumergidos en agua.

B tubo abierto y terminado en punta casi capilar.

C aparatito de locion.

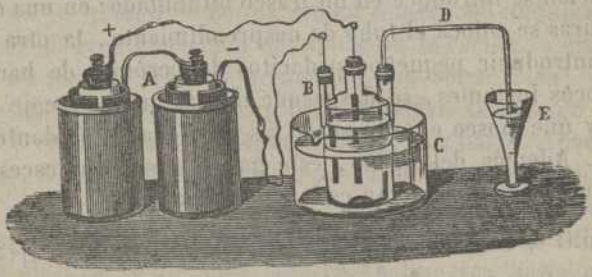
D líquido ozonoscópico (disolucion acuosa de yoduro potásico y engrudo de almidon).

E frasco aspirador del aire que ha de entrar por el tubo *B*, al matraz.

Dispuesto así el aparato y despues de pasadas 60 horas, no hay más que abrir la llave *T*, del frasco aspirador *E*, para que al mismo tiempo que salga el líquido, pase el aire ozonizado, primero, á través del aparatito de locion y despues á la campana *D*, en donde obrando el ozono sobre el yoduro potásico formará potasa, dejando cierta porcion de yodo en libertad, que en presencia del engrudo de almidon producirá el yoduro de almidon, característico por su bello color azul.

Método segundo.—Por accion eléctrica. Si se hace pasar una corriente eléctrica por agua acidulada con ácido sulfúrico, dicho líquido se descompone; y si los electrodos son de platino, el oxígeno que se dirige al electrodo positivo contiene $^1|_{250}$ de su peso de ozono. (Andrews).

La presente figura indica el aparato conveniente para operar por este procedimiento.



(Fig. 14).

A dos elementos de Bunsen.

B frasco de tres tubuluras, en donde se hallan introducidos los dos electrodos de platino y el agua fuertemente acidulada con ácido sulfúrico.

C vasija de vidrio llena de agua fria.

D tubo de conduccion del gas ozonado.

E copa que contiene la disolucion yoduro-almidonada, ó sea el reactivo ozonoscópico.

A favor de la disposicion de este aparato, se disocian los dos gases, hidrógeno y oxígeno, que constituyen el agua; y como el primero, esto es, el hidrógeno, producido en semejantes circunstancias, no tiene accion alguna sobre los reactivos ozonoscópicos, es evidente que los cambios que estos esperimentan solo pueden ser atribuidos al oxígeno.

La sensibilidad de los reactivos ozonoscópicos durante un tiempo tempestuoso, indican que la electricidad atmosférica es, quizá, la causa más notable de la formacion del ozono; y así es lógico que suceda, porque si hay razon para que sometido el oxígeno en nuestros laboratorios á la accion de las chispas eléctricas, se cambie en ozono, con mucho mayor motivo se producirá este cuerpo en el magnífico laboratorio de la naturaleza, bajo la influencia de las inmensas descargas eléctricas que originan el rayo y el oceano aéreo que rodea nuestro globo.

Schœnbein propone otro tercer método para obtener el ozono y es el siguiente: En el ácido sulfúrico puro y de una densidad igual á 1,85 se disuelve en frio el permanganato de potasa, bien pulverizado, hasta que el líquido haya tomado la coloracion verde oliva oscura y se haya tornado opaco. Esta disolucion se introduce en un frasco bitubulado: en una de las tubuluras se coloca el tubo de desprendimiento, la otra sirve para introducir pequeños pedacitos de peróxido de bario. A los pocos instantes, se desprende un gas que se recoje en el agua y que posee en alto grado las propiedades oxidantes del ozono. Además del ozono, este gas contiene un esceso de oxígeno libre; la reaccion es la siguiente:

$$KO,Mn^2O^7 + SO^3,HO + BaO^2 = KO,2MnO^3 + BaO,SO^3 + 2O-$$

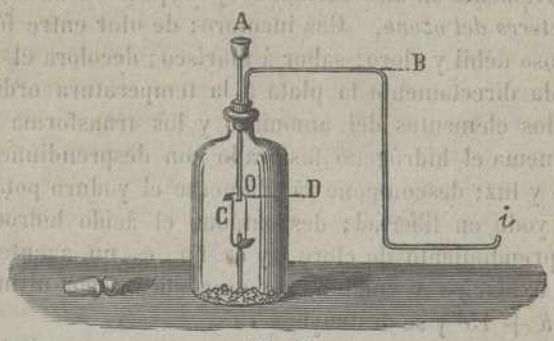
Si la disolucion antes dicha está muy concentrada y aparece verde, se forma el ozono; pero si está muy diluida y su coloracion es rosácea, solo se desprende el oxígeno puro.

Schœnbein, admite además otro estado alotrópico del oxígeno, que denomina *antiozono*, el cual existe, segun dice, en el bióxido de hidrógeno y en el sobreóxido de bario. Al obtener el ozono por el método de Mr. Houzeau (esto es, por el sobreóxido de bario y el ácido sulfúrico) resulta un gas que segun Schœnbein se ha confundido con el antiozono apoyándose en que éste no ejerce reaccion alguna sobre el sulfato manganoso, al paso que el ozono le transforma en peróxido de manganeso, aislándole por lo tanto del ácido sulfúrico. Además, el papel impregnado de sulfato manganeso ennegrecido por el ozono, es decolorado de nuevo por el antiozono. Otro carácter que permite distinguir el antiozono del ozono, es que por un

contacto prolongado, el ozono ennegrece intensamente el papel embebido de sub-acetato de plomo, formándose peróxido de plomo: el antiozono lejos de ennegrecer dicho papel, le devuelve su color blanco primitivo. El bicromato de potasa y el permanganato, en disoluciones muy diluidas y aciduladas, son reducidos por el antiozono, propiedad que no posee el ozono. En fin, Schœnbein, admite que el antiozono puede unirse directamente al agua para formar el agua oxigenada.

Nuestros estudios particulares sobre el ozono (*véanse los Anales de Química.*—Junio 1863) nos permiten dar un método sencillo para obtenerle, á la vez que consignar algunos hechos relativos á esta importante modificacion alotrópica del oxígeno.

Obtenido el oxígeno puro, por los métodos ordinarios, y reconocido que no ejerce accion alguna sobre el papel de Schœnbein, se quita el tapon de cristal esmerilado que tienen los frascos de gran capacidad en donde se le recibe, y en su lugar se adapta un corcho bi-agujereado que ajuste bien; por uno de estos agujeros, entra un tubo de vidrio terminado en embudo y cuya extremidad opuesta llega casi hasta el fondo del frasco. El segundo agujero, le ocupa un tubo propio para conducir los gases á la cuba hidroneumática, el cual tiene tapada su extremidad *i*, doblemente encorvada, con un tubito de goma elástica, ó de otra manera cualquiera, hasta que llegue el momento de trasvasar el oxígeno convertido en ozono. (Véase la figura adjunta). Dispuesto todo de este modo,



(Fig. 12)

se vierte por la tubulura *A*, una corta cantidad de potasa

cáustica en disolucion concentrada, y acto contínuo, se añade poco á poco igual volúmen de ácido sulfúrico diluido en un tercio de su peso de agua destilada: bien pronto la banda de papel ozonoscópico *C*, rollada hasta la mitad del tubo, toma un color azul, cada vez más intenso, que demuestra la conversion del oxígeno en ozono á espensas de la electricidad desenvuelta en su seno, por la combinacion química efectuada entre la base más poderosa y uno de los ácidos más enérgicos que se conocen. Cuando el color azul intenso del papel, indique que casi todo el oxígeno se ha cambiado en la modificacion alotrópica mencionada, se coloca la curbatura *i* del tubo *B* de desprendimiento, en la cuba hidroneumática, se quita el taponcito de goma, y vertiendo agua por la turbulura *A*, se trasvasa á campanas de cristal, ó á otros frascos adecuados el ozono contenido en el frasco *D*.

Fácilmente se comprende que vertido el líquido y lavado el frasco, puede servir de nuevo para repetir la operacion descrita.

Los hechos referentes al ozono, de que antes hemos hablado son los siguientes:

1.° Siempre que hay reaccion química, en presencia del aire atmosférico, se ozoniza el oxígeno de este.

2.° El papel ozonoscópico azulado por la accion del ozono, se decolora completamente en una atmósfera de hidrógeno. De esta manera se puede casi indefinidamente, producir la coloracion y decoloracion del papel reactivo, sumergiéndole alternativamente en aire ozonizado y despues en hidrógeno.

Caractéres del ozono. Gas incoloro; de olor entre fósforo, gas nitroso débil y cloro; sabor á marisco; decolora el tornasol; oxida directamente la plata á la temperatura ordinaria; quema los elementos del amoniaco y los transforma en nitrato; quema el hidrógeno fosforado con desprendimiento de calórico y luz; descompone rápidamente el yoduro potásico y deja el yodo en libertad; descompone el ácido hidroclórico con desprendimiento de cloro, y en fin, es un agente enérgico de oxidacion y comburente muy eficáz; por último, es estable á + 15° y se destruye á 75°.

Siendo tan diversos los caractéres físicos y químicos de este cuerpo, respecto de los del oxígeno normal, creemos

conveniente poner en un cuadro comparativo las propiedades de ambos estados moleculares, tan distintos respecto de un mismo cuerpo elemental.

Propiedades generales del oxigeno ordinario en el estado libre y á la temperatura de 15°.	*Propiedades generales del ozono, ó sea del oxigeno en estado alotrópico y libre á la temperatura de 15°.*
Gas incoloro, inodoro é insipido.	Gas sin color, con olor característico y con sabor á marisco.
Sin accion sobre el tornasol azul.	Decolora rápidamente el tornasol.
No oxida la plata.	Oxida la plata.
Sin accion sobre el amoniaco.	Quema espontáneamente el amoniaco y le transforma en nitrato.
Sin accion sobre el hidrógeno fosforado.	Quema instantáneamente el hidrógeno fosforado, con produccion de calórico y luz.
No descompone el yoduro potásico.	Descompone activamente el yoduro potásico y pone el yodo en libertad.
No reacciona sobre el ácido hidroclórico.	Descompone el ácido hidroclórico y deja el cloro en libertad.
Es oxidante débil.	Es un agente poderoso de oxidacion y de comburencia.
Muy estable á todas temperaturas.	Estable á 15°, se destruye á 75°.

Ozonometría. Schœnbein ha utilizado la propiedad que tiene el ozono de descomponer el yoduro potásico, poniendo el yodo en libertad (el que á su vez origina en presencia del engrudo de almidon el yoduro de almidon azul), para preparar un papel reactivo, estremadamente sensible, supuesto que indica la presencia de las más pequeñas cantidades de ozono en cualquiera atmósfera. Este papel se prepara de la manera siguiente:

Se toman 100 gramos de agua destilada
—— 10 — almidon
—— 1 — yoduro potásico

Se disuelve el yoduro potásico en el agua destilada; se deslie en seguida el almidon, bien pulverizado, en el líquido; se calienta la mezcla á un calor suave, hasta que el almidon se espese y forme un engrudo bastante fluido: hecho esto, se estiende el todo sobre papel de filtro llamado de Berzelius; se le deja secar en aire que no tenga emanacion alguna ácida, y por último, se corta en tiras de 10 centímetros de largo, por 3 de ancho.

En vez del papel Berzelius, que es desigual en su textura y se rompe fácilmente, se recomienda el papel de cartas ordinario, y sobre todo el satinado.

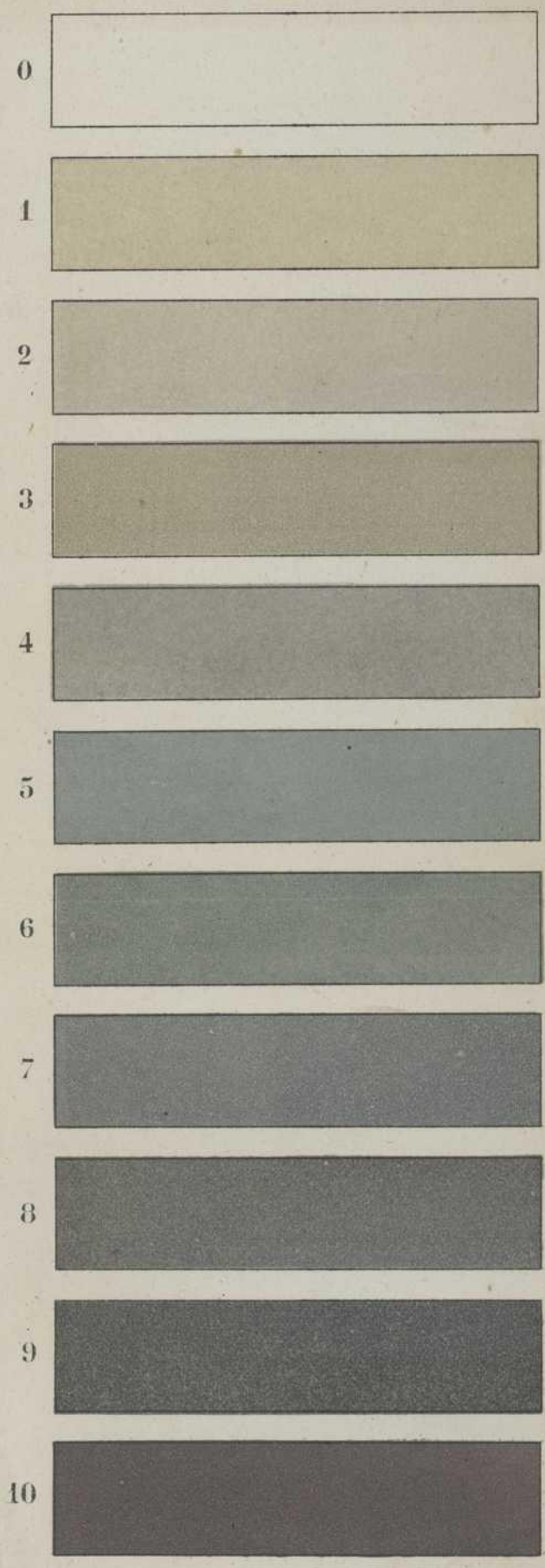
Mr. Schœnbein ha ideado medir la cantidad de ozono existente en el aire, comparando la coloracion del papel yodurado con tipos cuidadosamente observados y dispuestos de modo que puedan formar una escala de graduacion: esta escala se denomina *ozonómetro*, y consta de 10 tiras de papel sobrepuestas y numeradas desde 0 hasta el número 10 inclusive, como puede verse por la adjunta litografía. La tira de papel enteramente blanco es el 0 de la escala y el pedazo de color azul más intenso, es el número 10; los intermediarios tienen una coloracion que varía segun que se aproximen ó alejen del matiz más oscuro.

En casi todos los establecimientos meteorológicos de Europa, se hacen, desde algun tiempo á esta parte, estudios ozonométricos mediante el papel preparado como queda dicho: semejante exámen permite seguir las variaciones que este importante estado molecular del oxígeno ofrece en varias estaciones y en relacion con los demás fenómenos atmosféricos que son objeto especial de la meteorología.

Segun las observaciones ejecutadas, en este concepto, durante el desarrollo del cólera en Strasburgo y en varios otros puntos de Europa, parece resultar que en los dias de más intensidad epidémica disminuyó notablemente el ozono en el aire, y que por el contrario, fué coincidiendo el aumento de él con el descenso de tan terrible enfermedad. Varios estudios fisiológicos ejecutados con el ozono, parece tienden á probar tambien que sus efectos son irritantes en los órganos respiratorios hasta el punto de producir catarros, gripe, etc., por la respiracion profunda y continuada del ozono. (Scoutetten) (1).

(1) Seria de desear que en las clínicas de la facultad de medicina y hasta en la práctica civil se hicieran observaciones ozonométricas, á cuyo fin podria

OZONÓMETRO.



Utilidad del ozono. Grandes é importantísimas serán sin duda alguna las aplicaciones que le está reservado llenar en el porvenir al ozono: su estraordinaria accion comburente y la facilidad con que ya se le prepara, hacen concebir la lisonjera esperanza de que llegará un dia en que se emplee el ozono en los hospitales, por ejemplo, como poderoso medio higiénico, evitando de este modo las condiciones insanas que acompañan hoy generalmente á las atmósferas de estos asilos del dolor, en donde la caridad cristiana recoje á las clases más necesitadas de la sociedad.

Para dar una idea del poder desinfectante del ozono, citaremos aqui un solo ejemplo práctico ejecutado por Mr. Schœnbein: este distinguido químico tomó un matráz de 60 litros de capacidad, en donde existia aire tan fuertemente ozonado, que al punto hacia adquirir color azul intenso al papel reactivo introducido en semejante atmósfera. Acto continuo, puso en dicha vasija cuatro onzas de carne en plena putrefaccion; á la media hora, fué disminuyendo sensiblemente la cantidad de ozono y á las 9 horas habia desaparecido de un modo completo el olor fétido de la carne, es decir, habia sido destruido el principio odorifero, miasmático, originado por la fermentacion pútrida de dicha sustancia. En vista de estos esperimentos, Schœnbein opina *que un aire atmosférico que solo contenga 6 milésimas de ozono, puede desinfectar 540 veces su volúmen de aire, tan saturado de miasmas como lo pueden estar los 60 litros de aire mediante la permanencia, por espacio de un minuto, de las cuatro onzas de carne podrida y colocada en semejante atmósfera.* (Scoutetten, págs. 184 y siguientes.)

RESUMEN.

1. Van Marums parece ser el primero que observó hácia el año 1783, que encerrado el oxígeno ordinario en un tubo de vidrio y sometido á la accion de una série de chispas eléctricas, adquiria un olor especial y poseia la propiedad de combinarse

servir de tipo de referencia el adjunto ozonómetro y de esta manera se veria si habia alguna relacion entre el ozono y ciertas enfermedades.

con el mercurio á la temperatura ordinaria; caracter que antes no tenia. Dicho autor atribuye el olor especial del oxígeno, en este caso, al *olor de la materia eléctrica.*

2. Repitiendo, en 1839, Schœnbein estos esperimentos, pero sirviéndose de una lámina de platino, como electrodo positivo, observó que el oxígeno dirigido á este polo tenia en efecto un olor particular, por cuyo motivo le denominó ozono, que quiere decir yo huelo: siguió estudiando de una manera minuciosa todas sus propiedades físicas y químicas y llegó á considerarle como un cuerpo nuevo. Los esperimentos de Marignac, Fremy y Edmundo Becquerel, han confirmado la opinion que desde un principio emitió el célebre Berzelius acerca de este cuerpo, á saber: *que solo era un estado alotrópico particular del oxígeno ordinario.*

3. El ozono se produce por dos métodos: por acciones eléctricas sobre el oxígeno normal ó el aire atmosférico, y por reacciones químicas; siendo quizá tambien debida en este caso, á la electricidad desarrollada en ellas, la produccion del ozono.

4. El ozono se diferencia del oxígeno, entre otros caractéres, por su olor particular y el sabor á marisco que posee; por su accion oxidante y comburente, en mucho mayor grado que el oxígeno normal á la temperatura ordinaria; y sobre todo, por la accion que ejerce sobre una disolucion yoduro-almidonada é incolora, convirtiéndola al punto en un líquido azulado (yoduro de almidon), más ó menos intenso segun la cantidad de yoduro potásico descompuesto, ó lo que es lo mismo, de ozono existente en una atmósfera dada.

5. Esta reaccion ha servido para preparar un papel ozonométrico, mediante el cual se aprecian y miden hoy, en todos los establecimientos metereológicos y médicos de Europa, las cantidades de ozono que se halle en el aire libre ó confinado.

6. Segun las delicadas observaciones de Mr. Boeckel, durante el desarrollo del cólera en Strasburgo en los años de 1854 y 1855, insertas por este distinguido médico en la *Gaceta médica* de Strasburgo, hubo una relacion íntima entre la aparicion de la epidemia y la disminucion ó falta total de ozono en la atmósfera. Oigamos de qué modo formula, este laborioso profesor, el resultado de sus observaciones meteorológicas y médicas, recogidas durante uno de los meses correspondientes

á las épocas en que reinó dicha epidemia en muchos puntos de Europa.—Mes de agosto de 1855.—«Los casos de cólera han aumentado; el ozono ha disminuido; hé aquí el hecho dominante de este mes: diez veces ha habido ausencia total de ozono en la atmósfera durante el dia, y nueve por la noche.

«En mi casa de campo, cerca de Neudorff, el ozonóscopo ha marcado constatemente de 1 á 3 grados más que en la ciudad, hasta el dia 23 y 24 de este mes, en que de pronto descendió á 0; pero obsérvese, que precisamente en la noche del 23 al 24 se han desarrollado en Neudorff los primeros casos de cólera fulminante y sin pródromos.»

Observaciones minuciosas y delicados estudios hechos, durante muchos meses, por el Dr. Boeckel, hijo, en el hospital civil de Strasburgo y referentes á la relacion entre la cantidad de ozono en el aire y el número é índole de enfermedades, han permitido á este profesor emitir una opinion de mucha trascendencia, á saber: *que el número de enfermedades relativas al aparato pulmonal, y los fallecimientos efectuados por dichas afecciones, están á la vez en razon directa del ozono del aire, y en razon inversa de la temperatura ambiente.*

7. El ozono producido artificialmente y de una manera fácil y económica, está llamado á ejercer un gran papel en la higiene pública y privada, con especialidad en los hospitales.

8. Schœnbein admite además otro estado alotrópico del oxígeno, que denomina *antiozono*, el cual existe en el bióxido de hidrógeno, y se diferencia del ozono en la reaccion que este ejerce sobre el sulfato manganeso al paso que el antiozono es completamente inactivo para con dicho cuerpo.

9. Uno de los mejores medios para producir el ozono, consiste en obtener el oxígeno natural y hacer que en el interior del frasco en que está contenido se produzca una reaccion enérgica que desarrolle gran cantidad de electricidad, lo cual se consigue poniendo en el frasco potasa cáustica y añadiendo ácido sulfúrico. El color azul que tomará el papel Schœnbein indicará cuando el oxígeno se ha transformado en ozono; finalmente, un tubo de desprendimiento, acomodado al aparato permitirá trasvasar el ozono adonde se necesite.

a los épocas en que reina dicha epidemia en muchos puntos de Europa —Mes de agosto de 1856.— Los casos de cólera han aumentado: el ozono ha disminuido: he aquí el hecho dominante de este mes: dos veces ha habido ausencia total de ozono en la atmósfera durante el día, y nueve por la noche.

En mi casa de campo, cerca de Versalles, el ozonóscopo ha marcado constantemente de 1 á 5 grados más que en la ciudad, hasta el día 25 y 24 de este mes, en que de pronto descendió á 0: pero observese, que precisamente en la noche del 25 al 24 no han desarrollado en Versalles los primeros casos de cólera fulminante y sin prodromos.

Observaciones numerosas y delicadas estudios bien, durante muchos meses, por el Dr. Boecel, hijo, en el hospital civil de Strasburgo y referentes á la relacion entre la cantidad de ozono en el aire y el número é índole de enfermedades, han permitido á este profesor emitir una opinion de mucha trascendencia, á saber: que el número de enfermedades reinantes, el aspecto predominante, y los fallecimientos ocasionados por dichas enfermedades, están á la vez en razon directa del ozono del aire, y en razon inversa de la temperatura ambiente.

7. El ozono producido artificialmente y de una manera fácil y económica, está llamado á ejercer un gran papel en la higiene pública y privada, con especialidad en los hospitales.

8. Schœnbein admite además otro estado alotrópico del oxígeno, que denomina ozónico, el cual existe en el bióxido de hidrógeno, y se diferencia del ozono en la reacion que este ejerce sobre el sulfato manganoso al paso que el antiózono no es completamente inactivo para con dicho cuerpo.

9. Uno de los mejores medios para producir el ozono, consiste en obtener el nitrito natural y hacer que en el interior del frasco en que está contenido se produzca una reaccion enérgica que desarrolle gran cantidad de electricidad, lo cual se consigue poniendo en el frasco potasa cáustica y añadiendo ácido sulfúrico. El color azul que tomará el papel Schœnbein indicará cuando el oxígeno se ha transformado en ozono; finalmente, un tubo de desprendimiento, acomodado al aparato permitirá trasvasar el ozono adonde es necesario.

LECCION QUINTA.

HIDROGENO.—Su fórmula, sinonimia y equivalente, su historia y existencia en la naturaleza.—Obtencion del hidrógeno por cinco métodos, á saber: 1.º, del agua por medio de la electricidad; 2.º, del agua mediante la accion del potasio; 3.º, del agua en vapor y hierro enrojecido; 4.º del zinc, ó hierro, agua y ácido sulfúrico; 5.º, del ácido clorhídrico y el zinc. —Teoría y juicio crítico de estos diversos procedimientos.—Propiedades físicas y químicas del gas hidrógeno.—Fundamento de las ascensiones aereostáticas, mediante el gas hidrógeno.—Mezcla detonante.—Soplete con mezcla detonante.—Luz de Drumond.—Alumbrado público por medio del gas hidrógeno impregnado de bencina.—Lámpara de hidrógeno. Importancia y aplicaciones del hidrógeno.—Hidrógeno alotrópico.—Su obtencion y propiedades.—Resúmen.

Hidrógeno.

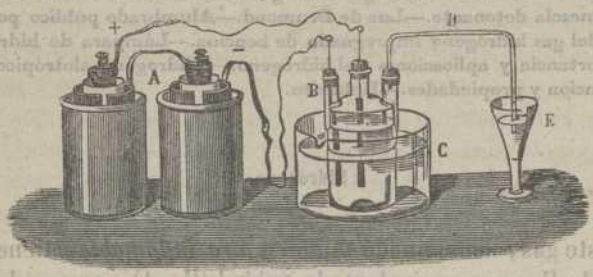
Este gas, denominado tambien *aire inflamable*, tiene por fórmula H y por equivalente la unidad (H=1), que es la que tenemos aceptada como término de comparacion para los equivalentes de los demás cuerpos simples admitiendo, como es consiguiente, la generalidad de la ley de Prout.

Historia. La existencia del hidrógeno fué sospechada por Paracelso á principios del siglo XVI: Roberto Boyle, le aisló por vez primera, pero le confundió con el aire comun (fué el primer gas que se recojió del mismo modo, ó por igual método, con corta diferencia, que practicamos en el dia). Lemery, reconoció el primero que era inflamable; y por último, en el año de 1777 Cavendish le estudió de una manera completa y describió con precision y exactitud sus principales propiedades.

Existencia del hidrógeno. Es uno de los elementos constantes del reino orgánico, así vejetal como animal; en union con el oxígeno forma el agua; con nitrógeno ó ázoe dá lugar á la produccion del amoniaco, con el cloro forma un ácido (el hi-

droclórico) exhalado por ciertos volcanes y que llevan en disolucion las aguas de ciertos rios; con el azufre forma el gas sulfhidrico, agente mineralizador tambien de ciertos manantiales frios y termales; asociado al carbono constituye el gas del alumbrado y varios aceites volátiles, como el de naphta y petróleo, asi como tambien muchas esencias entre ellas la de trementina, limon, bergamota etc., etc.; combinado con el carbono y oxígeno forma parte integrante de las grasas, aceites fijos, azúcar, almidon; y por último, con el carbono, oxígeno, nitrógeno y azufre, entra á constituir las sustancias denominadas plásticas, de que nos ocuparemos en el lugar correspondiente.

Obtencion del hidrógeno. Primer método: *por medio de la electridad.*—El mismo aparato que indica la adjunta figura,



(Fig. 13).

puede servirnos para obtener el hidrógeno por este método; para ello solo tendremos que poner la primera tubulura del frasco B, en comunicacion conveniente con la cuba hidroneumática, dispuesta de la manera indicada al hablar de la obtencion del oxígeno: puestos los electrodos respectivos en relacion, bien sea con dos pares de Bunsen, como en el presente caso, ó bien con una pila de Wollaston, el agua (ligeramente acidulada de antemano con el ácido sulfúrico) se descompone en sus dos elementos; el oxígeno aparece en el electrodo positivo, mientras que destacándose el hidrógeno del negativo, asciende por su ligereza específica y va á parar á la campana colocada al intento sobre la cuba hidroneumática.

La teoría es sencillísima, como se ve, supuesto que se re-

duce á que el agua se resuelve en sus dos elementos, hidrógeno y oxígeno, y que cada uno se aisla en su tubo ó campana correspondiente.

Segundo método, *mediante el potásio.* Este procedimiento se funda en la propiedad que tienen varios metales y entre ellos el potásio, de descomponer el agua á la temperatura ordinaria: para proceder por este medio, se llena de mercurio una campana de vídrio, é invertida sobre la cuba hidrargironeumática, se introducen con el auxilio de una pipeta curba algunos centímetros cúbicos de agua destilada. Hecho esto, se toma un pedazo de potásio del grueso de un guisante pequeño; se envuelve bien en un poco de papel Berzelius y cojiéndole, en semejante estado, con unas pinzas curbas, se sumerge en la campana; bien pronto la ligereza específica del potásio, á pesar de estar envuelto en el papel citado, hace que gane la parte superior del mercurio y del agua, en cuyo caso reaccionando el metal con esta, produce una ligera explosion primero, (debe suspenderse con la mano la campana para facilitar la tension interior), luego una luz violada, y por último una nube densa que vá poco á poco condensándose. Lo que aquí sucede es bien sencillo; puesto el potásio en contacto del agua determina la descomposicion de esta en sus dos elementos; el oxígeno se une al potásio y forma potasa que se disuelve en el agua no descompuesta; parte del hidrógeno arde por la temperatura desarrollada mediante la reaccion química intensa que tiene lugar, y al arder se impregna de vapor de potásio, que es quien le comunica el color violado; y por último, la mayor parte del hidrógeno queda ocupando la capacidad superior de la campana; por consiguiente, bastará trasvasar el gas á otra, dispuesta al intento con agua ó mercurio, para que nos sea fácil aislarle y estudiar despues sus caractéres.

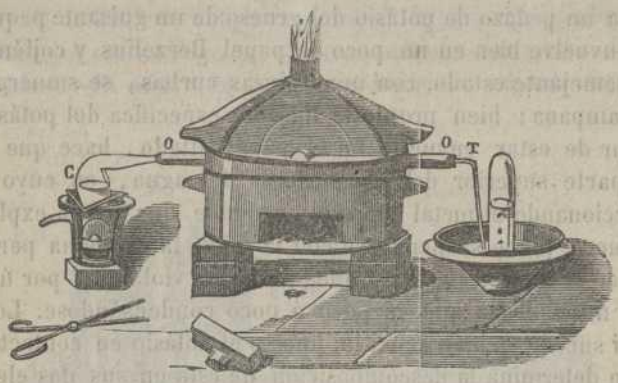
La reaccion que tiene lugar por este método es la siguiente:

$$\underbrace{K}_{\text{potásio.}} + \underbrace{2HO}_{\text{agua.}} = \underbrace{KO,HO}_{\text{potasa cáust.}} + \underbrace{H}_{\text{hidróg.}}$$

Tercer método. *Del agua en vapor y el hierro enrojecido.*— Hay metales que tienen la propiedad de descomponer el agua

á la temperatura roja; entre ellos se halla el hierro, y como es sustancia abundante, y por consiguiente de fácil adquisicion, es, por lo general, de la que se hace uso para el procedimiento en cuestion.

Este se reduce á introducir en un tubo *O*, de hierro, de porcelana ó de barro, varios ovillos de cuerdas de alambre de hierro, de las que se hace uso para instrumentos músicos; acto contínuo, se adapta á una de las extremidades del tubo, una



(Fig. 14).

retorta *C*, que contenga agua; á la extremidad opuesta, se coloca un tubo, conductor de gas, que está encorbado en doble ángulo y comunicando por la parte opuesta á la indicada en *T*, con una cápsula que hace veces de cuba hidroneumática: dispuesto el aparato en esta forma, y descansando el cañon *O*, en un hornillo prismático *F*, se calienta poco á poco el referido tubo hasta que gradualmente llegue á la temperatura rojo-oscura. Conseguido esto, se hierve el agua de la retorta *C*: bien pronto se observan una série de burbujas gaseosas, que van atravesando la columna líquida de la campana en donde se halla sumergido el tubo *T*, y que concluyen por desalojar el agua, llenando exactamente el volúmen de esta. Entonces se pone otra campana y se continúa en la misma forma dicha operacion, hasta que desperdiciadas las dos ó tres primeras

campanas, por ser mezclas de aire y de hidrógeno, se ván recogiendo las que solo contienen este cuerpo.

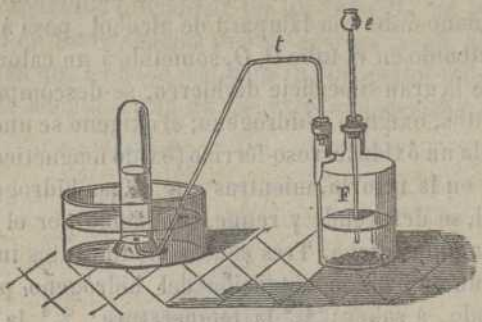
La teoría de la operacion es muy sencilla: el agua reducida á vapor dentro de la retorta, por la temperatura del hornillito de mano ó de una lámpara de alcohol, pasa á través del hierro contenido en el tubo *O, O*, sometido á un calor rojo, y en contacto de la gran superficie de hierro, se descompone en sus dos elementos, oxígeno é hidrógeno; el oxígeno se une al hierro, produciendo un óxido ferroso-férrico (óxido magnético artificial) que queda en la retorta, mientras que el gas hidrógeno puesto en libertad, se desprende y reune, conducido por el tubo *T*, en la campana antes dicha. Tres causas modificantes influyen, en nuestra opinion, en la obtencion del hidrógeno por el presente método, á saber: 1.ª la temperatura; 2.ª la masa respectiva; 3.ª la volatilidad del gas resultante; la temperatura, exaltando la fuerza de combinacion de un metal muy electropositivo (hierro) por el metaloide más electro-negativo (oxígeno); la masa respectiva, considerando que un pequeño volúmen de vapor de agua, se halla en presencia de una gran superficie de hierro; y la volatilidad, porque el hidrógeno es mucho más volátil que el agua y que el hierro, y la ley es infalible en la presente reaccion, como lo sería con un cuerpo más insoluble, operando por vía húmeda.

Hé aquí la fórmula que nos esplica lo que sucede entre el agua y el hierro á la temperatura mencionada.

$$\underbrace{4HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{3Fe}_{\text{Hierro.}} = \underbrace{Fe^3O^4}_{\text{Oxido ferroso-férrico (magnético).}} \underbrace{(= FeO, Fe^2O^3)}_{\text{1 equivalente de óxido ferroso y 1 equivalente de óxido férrico.}} + \underbrace{4H}_{\text{Hidrógeno.}}$$

Cuarto método. *Del zinc ó hierro, agua y ácido sulfúrico.*—Este procedimiento se funda en la propiedad que tienen estos metales de descomponer el agua, á la temperatura ordinaria y en presencia de ácidos enérgicos, como el sulfúrico: así que, para operar por este medio se colocan láminas

ó granalla de zinc en un frasco semejante al que indica la presente figura, el cual consta, como se ve, de un frasco *F* de



(Fig. 15).

dos bocas ó tubuluras, un tubo *t* torcido en doble curbatura, para conducir el gas á la campana invertida y llena de agua, que descansa sobre la especie de puente que tiene la vasija de vidrio, en la forma que se observa en dicha figura: un tubo recto *e*, adaptado á la segunda boca del frasco y que termina en embudo, sirve para echar el ácido sulfúrico y tambien para dar salida en forma de surtidor al líquido que en la capacidad *F* pudiera ser comprimido por demasiada tension del gas hidrógeno, originado en el referido frasco.

Respecto de la marcha de la operacion, consiste en verter por el embudo *e*, bastante ácido sulfúrico diluido en *ocho veces* su peso de agua, para que se llene próximamente la mitad del volúmen del frasco *F*: conviene advertir dos cosas: 1.ª, que las láminas ó granalla de zinc, estén bien limpias y siempre en esceso, respecto del ácido (10 partes de zinc y 5 de ácido á 66°, préviamente diluido en 40 partes de agua); 2.ª, no añadir de una vez todo el líquido ácido en el frasco que tiene el zinc, sino ir vertiendo poco á poco aquel por la tubulura *e*, á fin de no provocar una reaccion tumultuosa que obligue á lanzar el líquido por el embudo *e*, con riesgo y pérdida de gas para el operador.

La teoría de esta reaccion es la siguiente: en presencia del zinc y del ácido sulfúrico, el agua se descompone en sus dos elementos; el oxígeno, se une al zinc produciendo óxido

zíncico, que se combina con el ácido sulfúrico, dando lugar á sulfato zíncico, que queda en disolucion y puede separarse despues cristalizado por la evaporacion conveniente del líquido; y por último, el hidrógeno, ó sea el otro elemento del agua, se desprende bajo la forma gaseosa dicha, segun espresa la fórmula siguiente:

$$\underbrace{Zn}_{\text{Zinc.}} + \underbrace{SO^3,HO}_{\text{Acido sulfúrico.}} = \underbrace{ZnO,SO^3}_{\text{Sulfato zíncico.}} + \underbrace{H}_{\text{Hidrógeno.}}$$

Si en vez del zinc empleamos hierro, la reaccion es enteramente la misma, con la sola diferencia de que en lugar de sulfato zíncico se produce sulfato ferroso, en esta forma:

$$\underbrace{Fe}_{\text{Hierro.}} + \underbrace{SO^3,HO}_{\text{Acido sulfúrico.}} = \underbrace{FeO,SO^3}_{\text{Sulf. ferroso.}} + \underbrace{H}_{\text{Hidrógeno.}}$$

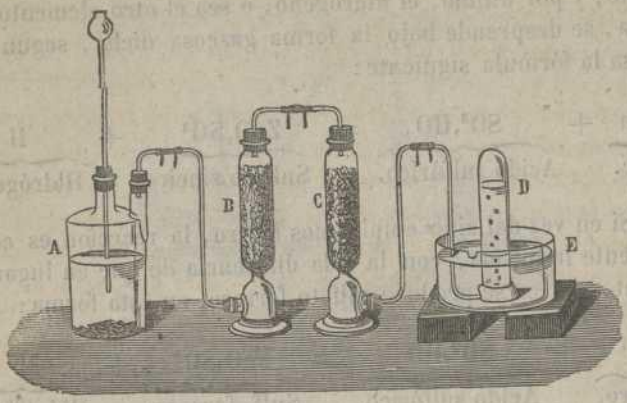
Quinto método. *Del ácido hidroclórico y zinc.*—Puede servir para este procedimiento un aparato semejante al anterior: la teoría consiste en considerar que el ácido clorhídrico compuesto de cloro é hidrógeno (HCl) se descompone al contacto del metal en sus dos factores; que el cloro se une al zinc, formando cloruro zíncico, que queda en disolucion ácida; mientras que el hidrógeno se desprende en el estado gaseoso, dirigiéndose por la disposicion del aparato, á la campana hidroneumática.—La fórmula es la siguiente:

$$\underbrace{HCl}_{\text{Acido clorhídrico.}} + \underbrace{Zn}_{\text{Zinc.}} = \underbrace{ZnCl}_{\text{Cloruro zíncico.}} + \underbrace{H}_{\text{Hidrógeno.}}$$

Preparacion del hidrógeno puro. El hidrógeno obtenido por los procedimientos anteriores, posee casi siempre un olor particular que le comunican pequeñas porciones de carbono, azufre, arsénico, ó fósforo, que con frecuencia acompañan al zinc y al hierro del comercio: estas impuridades se combinan con el hidrógeno naciente, dando orígen á hidrógeno carbonado, sulfurado, arseniado ó fosforado causa del olor en cuestion.

Para eliminar, pues, estos cuerpos y obtener un gas hi-

drógeno perfectamente puro, debe hacerse uso del aparato que representa la adjunta figura, y que como se ve, consta



(Fig 16).

de un frasco *A*, de dos bocas, en donde reacciona el zinc, agua y el ácido sulfúrico, semejante al anterior (fig. 13) y en comunicacion con dos frascos cilíndricos *B* y *C*, que contienen fragmentos de piedra pomez calcinada y embebida, la del primero, en una disolucion concentrada de potasa cáustica, y la del segundo, en otra disolucion de cloruro mercúrico. El segundo frasco, está en comunicacion con la campana *D*, invertida y descansando sobre el pequeño puente que se vé en el fondo de la vasija de vidrio *E*.

Si quisiéramos saber ahora la cantidad de hidrógeno en peso que nos podian suministrar estos diversos procedimientos, haríamos aplicacion del método general aplicable á estos casos, y que consiste en formular la reaccion; sustituir los símbolos por los equivalentes y establecer las respectivas proporciones.

Ejecutando estos cálculos y los correspondientes á la conversion de peso en volúmen, se vé que un decilitro de agua, por ejemplo, puede producir 123 litros y medio de gas hidrógeno, siendo preciso emplear para ello 360 gramos de zinc y 550 de ácido sulfúrico.

Propiedades físicas y químicas del gas hidrógeno. Este cuer-

po es siempre gaseoso en el estado de libertad, é invisible como el aire; permanente, es decir, que no cambia su forma aeriforme aun cuando se le someta á las mayores presiones y descensos de temperatura de que podemos disponer hasta el dia; no tiene sabor ni olor, poco soluble en el agua (un volúmen de agua disuelve algo más de una céntesima parte de volúmen del gas hidrógeno); es el más ligero de todos los cuerpos conocidos; su densidad, comparada á la del aire, y siendo la de este = 1,0000, es de 0,0692; un litro de este gas pesa, en las circunstancias normales de temperatura y presion 0 gr. 0896; es decir, que bajo igualdad de volúmen, es 14 $^1/_2$ veces más ligero que el aire y 16 veces más que el oxígeno.

Para demostrar este hecho no hay más que ejecutar el esperimento siguiente: se toma una campana *A* de vidrio, vacía, y se introduce una cerilla encendida segun indica la adjunta figura; la llama no esperimenta alteracion alguna, ni tampoco

(Fig. 17).

se observa el menor fenómeno; es decir, que todo sucede como en el aire atmosférico: pues bien, tómese ahora una campana *H*, llena de hidrógeno y bien tapada con el disco de vidrio esmerilado, que llamamos obturador; pongámosla invertida, despues de quitado este, debajo de la primera campana

A fines del Mes de Diciembre del año 1844 se consiguieron liquidar todos los gases que se tenian por permanentes, el mismo el hidrógeno [illegible]

A, segun expresa la figura 16. Hecho esto aproximese á la

(Fig. 18.)

campana superior *A*, la cerilla encendida y se observarán dos fenómenos referentes á la presencia del hidrógeno, á saber: una pequeña detonacion debida á la corta mezcla detonante constituida por el gas hidrógeno y parte del aire de la campana, y una llama poco luminosa, pero muy perceptible, segun indica la presente figura.

(Fig. 19.)

Por consiguiente, el gas hidrógeno es muy ligero, como lo

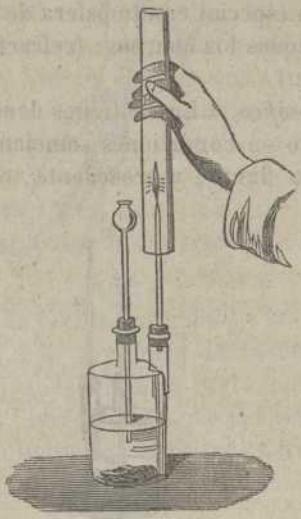
prueba el que invertida la campana *H*, haya ocupado la capacidad de la campana *A*, en las condiciones que marca la figura 16 citada, y además es combustible, como lo manifiesta el esperimento que expresa la figura 18; en cambio apaga los cuerpos en ignicion, ó lo que es lo mismo, no es comburente: es impropio para la respiracion, pero no es deletéreo; la voz toma un timbre especial en atmósfera de hidrógeno. Es el más refringente de todos los cuerpos; (refracta la luz, 6 $^1/_2$ veces más que el aire.)

Lámpara filosófica. Los antiguos denominaban así á la llama de hidrógeno en condiciones semejantes á las que manifiesta la adjunta figura, y procedente, como ya se compren-

(Fig. 20).

de, del zinc ó hierro, agua y ácido sulfúrico; con la única diferencia, de que en vez de recojer el gas en campanas, se inflama en la punta capilar del tubo *a*; *pero teniendo cuidado de dejar salir todo el aire del frasco antes de inflamar el hidrógeno, pues de lo contrario, se producirá una mezcla detonante eminentemente esplosiva, que hará reventar en mil fragmentos el frasco con grande riesgo para el operador.* Así que, debe desperdiciarse todo el gas que se desprenda durante 10 minutos de accion enérgica entre dichos cuerpos, y con un frasco de una capacidad semejante á la que expresa la anterior figura: aun despues de tomadas estas precauciones, es conveniente cubrir todo el frasco con una tohalla ó paño de lienzo, por si ha habido desgraciadamente un descuido y sucede la esplosion dicha, que los cascos de vidrio queden retenidos y envueltos en el referido lienzo.

Armónica química. Si la llama desprendida por el tubo *a* (figura anterior) se va cubriendo lentamente con un tubo de vidrio, abierto por ambos estremos y de cierta longitud y diámetro (de 32 á 40 centímetros de longitud, y 5 de diámetro) segun da á entender la presente figura, se observa una série



(Fig. 21).

de vibraciones que forman un conjunto de sonidos armónicos, siendo posible el producir la octava, la tercia mayor y la quinta, en fin, los sonidos del acorde perfecto, alzando ó bajando dicho tubo (1). Pero lo que hay de más curioso en esto, es que pueden disponerse llamas de hidrógeno en relacion con el calibre de varios tubos, y encendidas aquellas y colocados estos, de una manera conveniente, hacen que dando con la voz, una persona inteligente, una nota musical, respondan los tubos con idéntico sonido, y otras callen los que estén en marcha, con lo que se consigue, en cierto modo, una especie de concierto automático. Segun se vé, estos sonidos varian con el diámetro, el

(1) Mi apreciable amigo y distinguido ayudante que fué de mi asignatura, D. José Perez Morales, tuvo una idea ingeniosa para hacer más notable dicho fenómeno en las lecciones de mi curso: al efecto, practicaba en un tubo de vidrio, por medio de la lámpara de esmaltar, varios agujeros semejantes á los de una flauta, con lo que era fácil ejecutar trinos, melodías, etc.

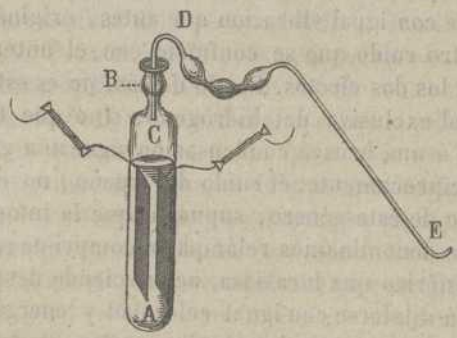
espesor, la longitud y las diversas posiciones que guarde el tubo respecto de la llama, así como tambien conforme sea la modificacion á que se sujete esta última: en cuanto á la causa del fenómeno, se atribuye en general á una série de pequeñas detonaciones ocasionadas por la mezcla del aire con el hidrógeno, cuyas detonaciones se suceden con una estremada rapidez, dando origen á un sonido contínuo y musical, con tanto mayor motivo, cuanto que el tubo produce el efecto de un eco. Este curioso esperimento fué descrito por vez primera en 1777, por el Dr. Higgins.

Mezcla detonante. Hemos dicho anteriormente, que cuando se aplicaba un cuerpo en ignicion, á una mezcla de hidrógeno y oxígeno, ó de hidrógeno y aire habia una fuerte detonacion, llegando algunas veces á ser mayor que un cañonazo, cuando el fenómeno tiene lugar sobre un volúmen notable de mezcla detonante: dicho estrépito es debido á que el agua producida por la union del oxígeno con el hidrógeno, se reduce instantaneamente á vapor á causa de la alta temperatura que se desarrolla por la accion química, y como en este estado el agua ocupa un espacio mucho mayor que los gases mezclados, (un volumen de agua líquida aumenta 1,700 veces de volúmen al convertirse en vapor), resulta que el aire se agita bruscamente, siendo efecto de esta vibracion el ruido observado; pero acto contínuo, se condensa el vapor formado, á causa de su contacto con los cuerpos frios que le rodean, en cuyo caso vuelve á producirse un vacío, el cual entra á ocupar rápidamente el aire con igual vibracion que antes, originándose por esta causa otro ruido que se confunde con el anterior por la celeridad de los dos efectos. Por lo demás, no es este fenómeno propiedad exclusiva del hidrógeno, sino que tiene lugar siempre que á una brusca condensacion sigue una grande dilatacion, y recíprocamente: el ruido del trueno, no es más que un fenómeno de este género, supuesto que la inmensa chispa eléctrica que denominamos relámpago, comprime rápidamente el aire atmosférico que atraviesa, aconteciendo despues que el aire vuelve á dilatarse con igual celeridad y energía con que fué comprimido, originándose la detonacion mencionada. No hay necesidad tampoco de recurrir á estos ejemplos grandiosos para buscar pariedad entre ellos y la causa del ruido ob-

servado con la mezcla detonante; el chasquido de un látigo, el estrépito de un tiro, el ruido producido al destapar un frasco, etc. ; todos son hechos ocasionados por el mismo fenómeno; en efecto, y fijándonos, para concluir este punto, en el último caso, ¿en qué consiste que siempre que se abre bruscamente la tapa de una caja ó el tapon de un frasco que cierren herméticamente, se oye un ruido particular y á veces bastante intenso? Es porque al quitar rápidamente el tapon se enrarece el aire y se forma una especie de vacío, el que llena al punto y con vibracion dicho fluido produciendo el ruido en cuestion; destápense suavemente los objetos citados y no habrá estrépito alguno, por la sencilla razon de que no habrá tampoco dilatacion ni condensacion instantánea.

El gas de la pila, ó sea la mezcla de un volúmen de oxígeno y dos volúmenes de hidrógeno, que se obtiene descomponiendo el agua por la pila eléctrica, es empleado con suma frecuencia en los ensayos eudiométricos; pero esta mezcla, tal como se prepara ordinariamente, deja siempre un resíduo gaseoso, despues de la detonacion, igual á 0,004 de su volúmen; lo cual es una grave dificultad para la exactitud de dichas operaciones. El voltámetro de Bunsen, permite obtener aquellos gases segun la fórmula teórica, es decir, en proporciones tales, que ambos se combinen integralmente sin que ninguno quede en exceso.

Este aparato (véase la figura adjunta), consiste en un tubo

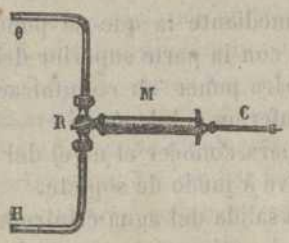


(Fig. 22).

de vidrio *A*, cerrado en la parte inferior y terminado en la

superior en una especie de embudo *B*, en cuyo cuello ajusta herméticamente un tubo esmerilado de desprendimiento *C D E* provisto de tres bolas, para contener en ellas cierta porcion de ácido sulfúrico: la pared del tubo principal, se halla atravesada por dos alambres de platino soldados al vidrio, y á cuya extremidad penden dos láminas del mismo metal. Puestos estos alambres en comunicacion con los polos de una pila, y llenando el tubo *A* de agua acidulada, se vierte otra pequeña porcion de la misma, en el embudo *B*, á fin de obtener una absoluta incomunicacion con el exterior del aparato: hecho esto, y bien cerrado el circuito, segun queda dicho, empieza á desprenderse la mezcla gaseosa, la que vá desecándose á medida que atraviesa por el ácido sulfúrico, contenido en las bolas del tubo *C D E*, y por último, se recoge en recipiente apropiado.

Soplete con mezcla detonante. Se emplea con frecuencia el hidrógeno para producir una elevadísima temperatura: con este objeto se hace llegar al tubo central *M* de un aparato semejante al que indica la adjunta figura, y que consta de:

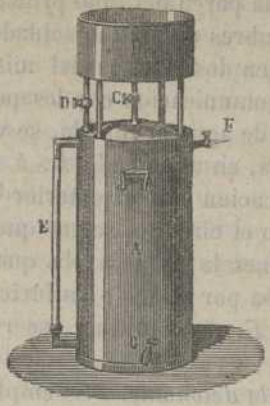


(Fig. 23).

R llave de triple abertura.
O tubo del soplete que comunica con el gasómetro lleno de oxigeno.
H tubo del soplete que comunica con el gasómetro donde está el hidrógeno.
C tubo estrecho con que termina el soplete.
M cilindro lleno de discos de tela metálica.

Respecto de los gasómetros, podemos considerarlos como

unos instrumentos cilíndricos, semejantes al que indica la adjunta figura y que constan de las siguientes partes:



(Fig. 24).

A vaso cilíndrico ó depósito de gas.

B cubeta ó laboratorio del gasómetro, sostenido por cuatro columnitas.

C tubo con llave, mediante la que se pone en comunicacion el laboratorio con la parte superior del depósito.

D tubo con llave para poner en comunicacion el laboratorio con la parte inferior del depósito.

E tubo indicador para conocer el nivel del gas.

F tubulura con llave á modo de soplete.

G abertura para la salida del agua é introduccion del gas.

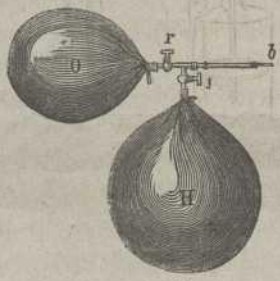
Para llenar estos gasómetros, se tapa la abertura *G* con un tapon de corcho, se cierra la llave *F* y se abren las otras llaves *C D*: se vierte el agua en la cubeta *B*; esta agua cae por el tubo *D* en el depósito *A* del cual se escapa el aire por el tubo *C*. Cuando está lleno dicho depósito, lo que se conoce por el tubo *E*, se cierran las llaves *C D*, se destapa la abertura *G* y se enchufa el tubo que ha de conducir al gasómetro el oxígeno, hidrógeno ú otro gas cualquiera, cuyo gas desalojará un volúmen igual al suyo de agua del depósito, no pudiendo tener esto lugar, es decir, la salida del agua, antes de llegar el gas, á causa de la presion del líquido: lleno el depósito, se tapa la

abertura *G*, y el gasómetro se halla cargado del gas que se desea.

Si queremos llenar una campana del referido gas, no hay más que colocar agua en ella, y ponerla sobre la cuba hidroneumática; hecho ésto se vierte agua en la cubeta *B*, y colocando un tubo en la abertura *C*, que esté en comunicacion con la campana dicha, se abren las llaves de los tubos de comunicacion *C* y *D*; el gas saldrá por *C* y llenará la campana mencionada: pero si por el contrario, lo que se desea es que el gas ó gases contenidos en los gasómetros, salgan de una manera continua, se cierra la llave del tubo *C* y se abren las del tubo *D* y la tubulatura *F*. Poniendo finalmente un tubo de goma ó de metal, á esta última parte del gasómetro, puede dirigirse el gas á donde se quiera.

Esplicado ya el mecanismo de estos aparatos, réstanos decir, que para obtener la mezcla detonante, no habrá más que graduar las llaves de salida de hidrógeno y oxígeno, en los respectivos gasómetros, para que resulten en la relacion de dos volúmenes del primero, es decir, de hidrógeno, y un volúmen de oxígeno: inflamada la mezcla, en la extremidad del tubo *C*, se produce por la combustion de ella una temperatura tan elevada, que llega á fundir el cuarzo y hasta los cuerpos más refractarios. Los discos de tela metálica, que llenan la capacidad del cilindro *M*, tienen por objeto enfriar la llama é impedir que haya detonacion por la combustion de la pequeña mezcla detonante en este punto.

En vez de gasómetro, puede emplearse para los fenómenos de combustion mencionados, dos vejigas llenas, la una, de hidrógeno y la otra de oxígeno, segun indica la adjunta figura:



(Fig. 25).

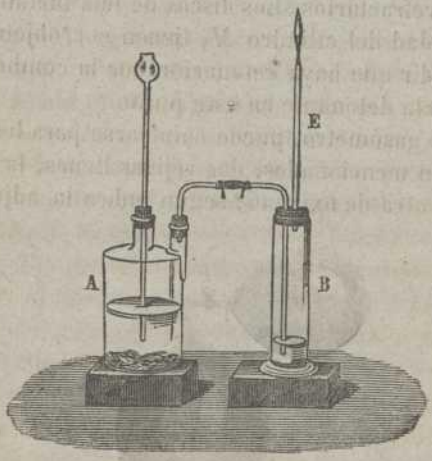
H hidrógeno.

O oxígeno.
r y *s* llaves para la salida de los gases.
b salida de la mezcla.

Luz de Drummond. La llama de una mezcla detonante, apenas visible por su escaso poder luminoso, adquiere, sin embargo, una accion lumínica de las más intensas, hasta el punto de no poderla resistir casi la vista, cuando se interponen en dicha llama ciertos cuerpos sólidos, como un cono de cal terminado en punta; esta luz que lleva el nombre de su inventor, se ha aplicado á la iluminacion de faros y para esperimentos ópticos.

La llama del gas hidrógeno, toma tambien grande intensidad lumínica cuando se halla impregnada de un hidrógeno carbonado volátil, como, por ejemplo, la bencina: entonces puede servir como alumbrado público, con la misma ó mayor utilidad que el gas ordinario procedente de la hulla.

Para demostrar esto, no hay más que hacer pasar el hidrógeno resultante de la accion del ácido sulfúrico diluido sobre el zinc ó sobre el hierro, á través de cierta cantidad de bencina, segun indica la figura adjunta.



(Fig. 26).

A es el frasco ordinario de donde se desprende hidrógeno.
B es la campana, con pié, en cuyo fondo está la bencina.

E el tubo por donde sale el gas impregnado del aceite volátil dicho.

Creemos inútil advertir que aquí, como en todos los casos, conviene desperdiciar más bien algunos volúmenes de gas, que inflamar la mezcla con aire del aparato, pues entonces habria la explosion indicada anteriormente.

No es esclusíva de la llama del gas detonante la propiedad curiosa de aumentar intensamente su poder alumbrante por la interposicion en ella de un cuerpo sólido; tambien la del hidrógeno adquiere esta facultad colocando en su centro ó ápice un hilo de platino torcido en espiral, ó una mecha de amianto. De este hecho se ha sacado partido en algunos puntos de Europa para el alumbrado público; en cuyo caso se prepara el hidrógeno muy económicamente descomponiendo el vapor de agua mediante el carbon incandescente.

Lámpara de hidrógeno. Utilizando Gay-Lussac, la propiedad catalítica, ó de contacto, que presenta la esponja de platino en presencia del hidrógeno naciente, determinando por la incandescencia de ella la combustion del gas á espensas del oxígeno atmosférico; ideó una lámpara, que lleva su nombre, cuyo aparato se ha generalizado tanto, que nos creemos dispensados de describirle minuciosamente en este sitio: bástenos recordar únicamente, que el hidrógeno se produce por la accion del ácido sulfúrico diluido, existente en un vaso de vidrio, sobre un cilindro de zinc suspendido de un alambre de hierro en una campanita dispuesta de modo, que cerrada la llave del disco metálico, que sirve de tapa al vaso, no es posible el contacto del metal y el ácido, por impedirlo el aire de que está llena dicha campanita; y que, por el contrario, abierta la comunicacion interior de ella con la atmósfera, el líquido asciende por la cavidad de la campana, y en virtud de la presion del mismo; ocupa el vacío consiguiente, y reaccionando entonces ambos cuerpos, metal y ácido, se desprende hidrógeno que al salir por donde antes lo efectuó el aire de la campanita choca con el musgo de platino, le enrojece y acto continuo tiene lugar la inflamacion del hidrógeno, cuya llama enciende á su vez una pequeña lamparilla dispuesta convenientemente al intento.

Primera ascension aereostática por medio del hidrógeno. Ya

hemos visto, al principio de esta leccion, que el hidrógeno era 14 1/2 veces más ligero que el aire atmosférico; pues bien, esta propiedad ha servido de fundamento durante mucho tiempo, para ejecutar las ascensiones aereostáticas, que unas veces por objetos de interés científico ó estratégico y otras como espectáculo público, se han llevado á cabo, con bastante frecuencia, en varios paises de Europa.

En la actualidad se usa el gas del alumbrado, en sustitucion del hidrógeno, para el referido objeto.

El dia 27 de agosto de 1783, se lanzó al aire el primer globo aereostático lleno de hidrógeno: el espectáculo tuvo lugar en el Campo de Marte de París, y como era consiguiente en medio de una multitud asombrada á la par que llena de natural curiosidad.

La idea del empleo de este gas pertenece de derecho á los hermanos Esteban y José Montgolfier; pero Mr. Charles la realizó sustituyendo el papel usado hasta entonces, por tafetan impermeable.

Varias han sido las ascensiones aereostáticas que como objeto estratégico y científico se han llevado á cabo; entre las primeras citaremos la de la batalla de Fleurus, durante el sitio de Maguncia (patria de Gutember), y entre las segundas, la famosa ascension de Gay-Lussac, que se remontó á 7,016 metros de altura (distancia á que nadie ha llegado despues) para recoger el aire de estas regiones y ver si en su composicion habia alguna diferencia respecto del que constituye la atmósfera ordinaria más inmediata á la tierra.

Hemos dicho que antiguamente se usaba una especie de tafetan impermeable para construir los globos aereostáticos: en el dia se prepara una tela especial, obtenida por la interposicion de una capa de goma elástica entre dos piezas de tafetan de cierta clase muy resistente y homogéneo. La fuerza ascensional de los globos aumenta con el diámetro: un globo que pese 3 kilóg. 14, y cuyo diámetro sea de dos metros tendrá una fuerza ascensional igual 1 kilóg. 89, mientras que será de 27 kilóg. 65 si el globo pesa 12 kilóg. 57 y su diámetro es de 4 metros. El siguiente cuadro indica esta progresion.

Diámetro de los globos, expresado en metros.	Volúmen en metros cúbicos.	Kilógramos que el gas puede elevar.	Fuerza ascensional por cada metro de diámetro expresada en kilógramos.
2	4,19	5,03	2,50
4	33,51	40,21	10,00
6	113,10	135,72	22,62
8	268,08	321,70	40,21
10	523,60	628,32	62,83
12	904,78	1085,74	90,48

Ya hemos dicho en otro lugar, que para obtener 123 litros de gas hidrógeno, la teoria indica que hay que emplear 5 kilógramos 5 de ácido sulfúrico y 3 kilóg. 6 de zinc: si en vez de este metal hacemos uso del hierro, se necesitarán 3 kilóg. 11. Además, la experiencia demuestra que 3 kilóg. de hierro y 5 kilog. de ácido sulfúrico, producen un metro cúbico de escelente gas para enchir los globos: despues de esto, es bien fácil calcular la fuerza ascensional que un globo de una capacidad dada tendrá, lleno de gas, despues de restado el peso correspondiente al hombre ú hombres, la tela, cuerdas, paracaidas, etc., etc.; sirva de dato para esto, que se calcula igual á 250 gramos, el peso de cada metro cuadrado del tafetan mencionado.

Nunca se llenan completamente de gas los globos, cuando están cerrados del todo, es decir, sin válvulas ó aberturas especiales, por la dilatacion que tanto el hidrógeno como el gas del alumbrado experimentan dentro de aquel al remontarse en la atmósfera: esta dilatacion es la consecuencia natural y directa del peso aéreo que vá sucesivamente disminuyendo sobre el globo á medida que éste se eleva. Los señores Barral y Bixio corrieron un peligro inminente en la atrevida ascension que ejecutaron en el año de 1850, en Paris, á causa de aquel fenómeno: el globo iba hinchándose cada vez más, hasta el punto de estar próximo á reventar, cuando en uno de esos instantes solemnes de la vida, supuesto que se hallaban á la enorme altura de 5.893 metros sobre el nivel del mar, hicieron prudente y acertada aplicacion de sus conocimientos físicos, practicando, con un cortaplumas una pequeña abertura en la parte lateral del globo; el hidrógeno tuvo fácil salida, y entrando moderadamente el aire, descendieron sin accidente

alguno á tierra. Un mes despues, volvieron á ejecutar una segunda ascension, remontándose á 7,004 metros de altura; es decir, 12 metros menos que Gay-Lussac.

El hidrógeno es uno de los gases que, en razon de su ligereza específica, se presta más al fenómeno endosmósico; así es que á las pocas horas de elevado al techo de una habitacion, por ejemplo, un globo lleno de hidrógeno, y cuya cubierta sea de una materia permeable, como la de los intestinos de ciertos animales, sucede, que por la causa dicha, vá filtrándose, digámoslo así, el hidrógeno, á través de dicha cubierta, y entrando á sustituirle el aire, concluye por descender el globo á causa de la diferencia específica entre uno y otro gas.

Importancia y aplicaciones del hidrógeno. Reflexionando sobre cuanto llevamos espuesto en esta leccion, nos será fácil deducir que el hidrógeno es, así como el oxígeno y demás cuerpos simples, á quienes hemos dado el nombre genérico de *fundamentales*, por su interés en el sábio plan de la naturaleza, uno de los metaloides gaseosos de mayor importancia científica; respecto á su utilidad, debemos decir lo mismo, en atencion á que no solamente nos sirve para estudiar una série de interesantes fenómenos como los de la armónica química, la aereostática, etc., etc., sino que tambien sirve en los laboratorios y aun en varias industrias para fundir los metales más refractarios, como por ejemplo el platino, y reducir ciertos óxidos al estado metálico; y como uso social, podemos recordar el del alumbrado público, la luz para los faros, la lámpara de Gay-Lussac, etc.

Seria de desear, que ora fuera solo, ó bien asociado á otros gases, se hicieran estudios médicos con el hidrógeno, toda vez que se ha demostrado de una manera evidente, que ejerce una accion narcótica sobre los individuos que le respiran (con las debidas precauciones), produciendo además en la voz de estos un cambio muy particular y único en su género, supuesto que es el solo gas que ocasiona semejante fenómeno.

Considerando la abundancia del hidrógeno en la naturaleza (en el estado de agua), y la considerable temperatura que desarrolla por su combustion al aire libre, ó lo que es lo mismo, combinándose con el oxígeno del aire, puede predecirse, sin temor de exagerar, que no está, quizá, lejano el

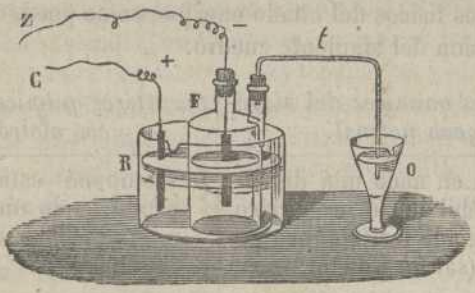
dia en que sirva el hidrógeno como agente general de luz y de calor, á la manera que lo es hoy de fuerza universal el vapor de agua (1).

Hidrógeno alotrópico.

Ya hemos visto en la leccion anterior, que el oxigeno puede existir bajo un estado alotrópico especial, denominado ozono, y que entonces posee una accion oxigenante mucho más enérgica que la del oxígeno normal: pues bien, á su vez el hidrógeno, procedente del agua por la accion eléctrica y con ciertas circunstancias, posee tambien un poder reductor considerable; cuyo hecho se ha puesto en evidencia por dos diferentes métodos, á saber:

1.° Condensando el hidrógeno en el instante de su desprendimiento, en un cuerpo poroso que haga las veces de electrodo negativo: con este fin, se toma ó la esponja de platino, colocada dentro de una cajita de platino, ó un pedazo de carbon; de este modo, el hidrógeno desprendido en los primeros instantes de la corriente, queda absorbido en la esponja y no sigue su curso gaseoso hasta tanto que esta ya no absorba más en sus poros. Cuando el gas comienza á pasar sin ser retenido, se saca el electrodo saturado de hidrógeno, se lava y se hacen con él los ensayos que más adelante diremos.

2.° Empleando el aparato que indica la adjunta figura.



(Fig. 27).

R cápsula cilíndrica de cristal que contiene el agua fuertemente acidulada.

(1) Considerado bajo el punto de vista médico, el hidrógeno debe ocupar el primer puesto entre los reductores ó modificantes de la accion comburente del oxígeno atmosférico.

C alambre del electrodo de platino, en comunicacion con el polo positivo de dos elementos de Bunsen.

Z alambre del electrodo de platino, en comunicacion con el polo negativo.

F frasco sin fondo ó suelo, provisto de dos tubuluras; por una pasa el alambre que lleva suspendido el electrodo de platino, mientras que la otra pone en comunicacion el tubo *t* con la copa *O*.

t tubo conductor.

o copa para los reactivos.

Segun se vé en dicha figura, se emplea como electrodo una lámina de platino colocada dentro de un frasco sin fondo, pero cerrado con un corcho en su estremidad superior y provisto de un tubo que conduce el gas en presencia de los cuerpos sobre que se desee operar.

Propiedades del hidrógeno alotrópico. Nada nos dice el autor de esta interesante modificacion molecular del hidrógeno, (M. Ozann) acerca de los caractéres físicos del mismo, es decir, si tiene olor ó sabor como lo posee el ozono: por consiguiente, debemos inferir que no ofrece particularidad alguna en este concepto; pero si en cuanto á su estado físico, no se diferencia en nada el hidrógeno alotrópico del ordinario normal, no sucede lo mismo relativamente á los caractéres químicos, que son en verdad muy distintos y marcadamente diferenciales en ambos estados físicos del citado cuerpo, como puede verse por la comparacion del siguiente cuadro.

Caractéres químicos del hidrógeno normal.	*Caractéres químicos del hidrógeno alotrópico.*
No altera en nada una disolucion débil de cloruro férrico, con algo de ferricianuro potásico (sal de Gmelin.)	Descompone esta disolucion produciendo una coloracion intensa de azúl de Prusia.
No descompone el sulfato argéntico concentrado.	Descompone el sulfato argéntico concentrado, precipitando la plata en el estado métálico.
No reduce, á la temperatura ordinaria, las sales cúpricas néutras y concentradas.	Descompone, á la temperatura ordinaria, las sales cúpricas dejando el cobre en libertad.

En fin, resulta tambien de los trabajos de Mr. Ozann, sobre el estado alotrópico del hidrógeno, que mientras el oxígeno no se cambia en ozono sino cuando se desprende mediante la electridad del agua acidulada, el hidrógeno, por el contrario, siempre aparece en estado alotrópico, sea ácido ó alcalino el líquido sobre que se opere: algunos autores creian ya, antes de estas observaciones tan curiosas como interesantes, que el hidrógeno procedente de la descomposicion del agua en vapor, por el hierro enrojecido, diferia mucho del resultante por la accion química que tiene lugar entre el zinc ó hierro y el ácido sulfúrico diluido; llegando hasta afirmar que el primer hidrógeno no se inflama en presencia de la esponja de platino, cualidad de que goza el segundo, porque como producido en el seno de la electricidad desarrollada á consecuencia de dicha reaccion química, se desprende bajo el estado alotrópico referido. Son de tal importancia estas diferencias, que sería de desear constituyera su comprobacion un problema especial para cualquiera de los distinguidos químicos con que se honra en la actualidad la ciencia (1).

Respecto á las aplicaciones á que pueda prestarse el hidrógeno alotrópico, nada podemos decir hasta el dia, supuesto que es un hecho muy reciente, y que por lo tanto se halla en el primer período de todo descubrimiento. Podemos, sin embargo, predecir al hidrógeno alotrópico una utilidad semejante, si no mayor, á la que hemos anunciado al ozono, y por consideraciones, aunque no idénticas, porque se trata de cuerpos diametralmente opuestos en sus tendencias y accion electro-químicas, por lo menos del mismo órden filosófico.

En efecto, si el ozono puede quemar á la temperatura ordinaria, por ejemplo, varios cuerpos miasmáticos nocivos, quizá á su vez el hidrógeno alotrópico absorba, quemándose, compuestos muy oxigenados ú ozonados que sean perjudiciales á la salud en una atmósfera dada, etc., etc.

Consecuentes en diferenciar gráficamente, ó en símbolo,

---

(1) Segun las noticias que me han sido comunicadas por un distinguido químico Aleman, resulta, que estudiando las condiciones de produccion del hidrógeno, á saber: por el zinc, agua y ácido sulfurico, por el potásio y agua, por el amoniaco á través del aluminio calentado al rojo, por el hidrógeno sulfurado etc., se ha descubierto otro tercer estado alotrópico del hidrógeno, lo cual es del mayor interés para la ciencia.

estos diversos estados moleculares de los normales, adoptaremos para este caso especial la misma fórmula del hidrógeno ordinario, pero con el signo de electricidad positiva en la parte superior y á la derecha de la inicial latina v. gr.: H^{+}; con el objeto de diferenciar este símbolo de otros con que se formulan bases orgánicas y el adoptado por Berzelius para las telurisales.

RESUMEN.

1. El gas hidrógeno existe rara vez libre en la naturaleza; pero segun algunos autores se desprende, mezclado con otros cuerpos, de los volcanes: unido al oxígeno constituye el agua de los mares, rios, arroyos etc., etc.

Combinado al carbono, produce varios aceites volátiles y esencias; asociado al carbono y oxígeno, forma las grasas, sebos, aceites fijos, almidon, azúcar, goma, etc.; y en fin, unido con estos tres cuerpos elementales y el nitrógeno y azufre, constituye las sustancias plásticas transformables en órganos por la nutricion y asimilacion de sus elementos.

2. El hidrógeno se obtiene por cinco métodos, á saber: 1.°, del agua mediante la electricidad; 2.°, del agua y la accion del potásio; 3.°, del agua en vapor y el hierro enrojecido; 4.°, del zinc, ó hierro, agua y ácido sulfúrico; 5.°, del ácido clorhídrico y zinc. El método mejor y más pronto, es el que consiste en descomponer el agua acidulada con ácido sulfúrico, mediante el zinc en láminas ó en granalla.

3. El gas hidrógeno es permanente y 14 $^1/_2$ veces más ligero que el aire atmosférico por cuya circunstancia ha servido para henchir los globos aereostáticos; arde con una llama débil, pero dotada de una alta temperatura. Cuando se coloca un tubo de vidrio de cierto diámetro, encima de esta llama y va descendiendo con regularidad se producen sonidos armónicos, por cuya razon se llama á este fenómeno armónica química: la llama de hidrógeno apenas visible, adquiere grande intensidad cuando se coloca, de un modo conveniente, un cuerpo sólido, como por ejemplo, un alambre de platino; en-

tonces puede servir hasta para alumbrado público. Cuando el hidrógeno se impregna de un aceite esencial, arde con una llama tan clara é intensa como la del alumbrado de gas procedente de la hulla.

4. La mezcla de dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno ó aire, es eminentemente explosiva; por lo que debe tenerse mucho cuidado de no inflamar las primeras porciones del gas desprendido de un aparato, sea el que quiera, pues el aire de él, producirá con el hidrógeno dicha mezcla detonante: haciendo una disolucion de jabon, pueden formarse mediante la citada mezcla, esferitas gaseosas y lijeras que al contacto de un cuerpo en ignicion detonan con bastante estrépito.

5. El soplete de mezcla detonante, produce la mayor temperatura que se conoce hasta el dia; funde y volatiliza al platino; funde el cuarzo y á casi todos los cuerpos denominados refractarios; interponiendo en la llama, originada por la combustion de la mezcla explosiva, un cono de creta, se obtiene una luz deslumbradora, llamada luz de Drummond, y que ha servido para iluminar los faros.

6. La esponja ó musgo de platino, goza de la propiedad de inflamar á la temperatura ordinaria el gas hidrógeno en estado naciente, y desprendiendo mediante la reaccion del zinc, ácido súlfurico y agua.

7. Cuando para descomponer el agua por la accion eléctrica se hace uso de electrodos de platino (segun indica la figura 26), el gas hidrógeno que se desprende del electrodo negativo, tiene propiedades químicas muy distintas á las del hidrógeno normal; por ejemplo, al obtenido mediante la descomposicion del agua en vapor por el hierro enrojecido: este cambio molecular se denomina estado alotrópico del gas hidrógeno, y difiere particularmente del ordinario, en que bajo esta forma goza dicho gas de un poder reductor mucho más intenso que el que posee normalmente (1).

(1) Segun iremos viendo más adelante, no son solo el oxígeno é hidrógeno los únicos metaloides que pueden ofrecer estos estados moleculares diversos, y que en conformidad con la opinion de Berzelius, denominamos *alotrópicos* siendo simples; é *isomeros*, siendo compuestos; el nitrógeno, azufre y fósforo, es decir, *todos los cuerpos fundamentales del organismo animal y vejetal, ofrecen igualmente semejante estado;* y en fin, hasta los metales, como el hierro y aluminio presentan este fenómeno. *¿Formarán tambien dichos elementos, combinaciones isoméricas, correspondientes á los estados alotrópicos citados?*

8. A juzgar por los adelantos, cada dia más asombrosos, de la industria moderna, es muy probable que el gas hidrógeno sea con el tiempo el agente de calor y luz artificial, más barato, y por consiguiente tan popular cual lo es hoy entre nosotros el empleo del agua en vapor como agente de fuerza motríz.

LECCION SESTA.

AGUA.—Sinonimia, símbolo y equivalente.—Su historia.—Trabajos de Priestley, Watt, Cavendich y de Lavoisier, relativos á su composicion.—Preparacion artificial del agua por Laplace y Lavoisier.—Estudios de Humboltd y Gay-Lussac acerca de la composicion del agua en volúmenes.—Eudiometria.—Procedimiento de Dumas, para determinar en peso la composicion centesimal del agua.—Análisis del agua.—Esperimentos analíticos y sintéticos que demuestran la composicion del agua admitida actualmente.—Resúmen.

Agua.

Sinonimia. *Oxido hidrico; protóxido de hidrógeno.*—Su símbolo es =HO; su equivalente es 9 (=H + O = HO).
1 + 8 = 9

Su historia. Segun Thales, filósofo de la antigüedad (640 años antes de la venida de N. S. J. C.) *el agua es el principio de todo: ella es la que produce todas las cosas*: las plantas y los animales no son más que agua condensada bajo diversas formas y en agua se vuelven despues de su muerte. En fin, desde la escuela filosófica de Aristóteles, hasta el último tercio del pasado siglo, el agua ha sido considerada como un cuerpo simple, que en union del aire, tierra y fuego, constituyen los cuatro elementos de que se creia formado el mundo.

Boyle, Margraff y otros químicos del siglo XVII y XVIII, destilaron el agua, y como observasen en esta operacion un gas, un líquido y un sólido (el residuo salino), creyeron que el agua constaba de aire, agua y tierra.

En 1700, un célebre médico y químico, llamado Hoffmann, afirma en uno de sus escritos, pero sin justificacion esperimental alguna, que el agua está compuesta de un fluido ga-

seoso muy sutil y de un principio salino. Eller, en 1746, sometió á una trituracion prolongada, en un almiréz de vidrio, cierta porcion de agua, y dedujo, como Boyle, que esta se convertia poco á poco en tierra.

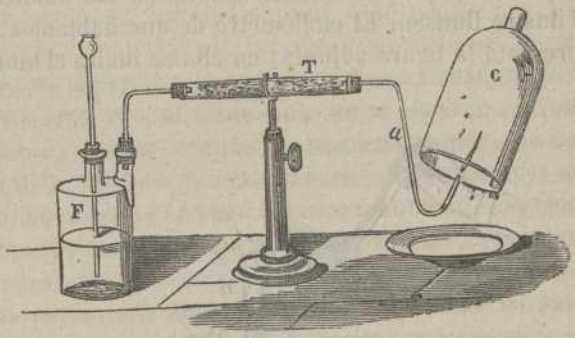
Rouelle, reconoció el primero, el verdadero orígen de dicho residuo, y llegó hasta decir que procedia del polvo de las vasijas, y que si el agua se destilaba con cuidado, no habia semejante residuo. Lavoisier confirmó esto mismo en 1770. Schéele, célebre químico y farmacéutico sueco, natural de Stralsund (nació el 9 de diciembre de 1742), y que en un pequeño laboratorio de farmacia, con unas cuantas redomas y algunos tubos, hizo más descubrimientos que todos los químicos de su época, fué el primero que llegó á determinar la naturaleza de los productos resultantes de la combustion del hidrógeno, supuesto que asegura, que *este gas arde en presencia del oxígeno, se une con* él y se produce el calórico *por efecto de la referida combinacion.* En 1776, Macquer, preparador de química en el Jardin de Plantas de Paris, tuvo la idea de aplicar un platillo de porcelana á la extremidad de la llama de hidrógeno; al punto se formó una especie de rocio en la parte fria de la porcelana; pero Macquer no fijó su atencion sobre ello, cuando tocaba, digámoslo así, un grande descubrimiento. Arago tenia razon cuando decia que el genio, en las ciencias de observacion, consiste únicamente en la facultad de preguntar, con oportunidad y acierto *¿Por qué?* En 1777, Lavoisier y Bucquet, ignorando el esperimento de Macquer hicieron detonar una mezcla de hidrógeno y oxígeno para conocer el producto; pero lo confundieron, el primero, con ácido sulfúrico y el segundo con el carbónico.

En 1781 Waltire, descompuso tambien el agua mediante una serie de chispas eléctricas. En el mes de abril de 1783 Priestley añadió una circunstancia importante á las observadas por sus predecesores, á saber: que el peso del agua depositada en las paredes frias de la vasija, despues de la detonanacion de la mezcla de oxígeno é hidrógeno, es la suma de estos dos gases.

James Watt, á quien Priestley dió noticia de esta idea, vió al punto en ella y con la sagacidad de un hombre superior, que el agua no era un cuerpo simple; siendo el primero que

así lo afirmó (el 26 de abril de 1783) con estas palabras: el agua es un compuesto de gas oxígeno é hidrógeno, privados de una parte de su calórico latente ó elemental. En fin, el dia 15 de enero de 1783, Cavendish leyó una Memoria á la Sociedad Real de Lóndres, en la que demostró que mediante la detonacion de una mezcla de oxígeno é hidrógeno, verificada en vasos cerrados, se producia agua. Durante la misma época Lavoisier y Laplace, que ignoraban los trabajos de Priestley obtuvieron 19 gramos 17 centigramos de agua artificial pura; de lo que dedujeron igualmente que el agua consta de oxígeno é hidrógeno.

La combustion del hidrógeno en el aire produce agua. Antes de pasar más adelante, creemos conveniente repetir alguno de los esperimentos anteriores, á fin de demostrar la proposicion sentada: para ello podemos valernos del mismo aparato descrito más arriba, al hablar de la obtencion del hidrógeno, pero modificado en la forma que indica la presente figura. Dicho aparato consta en su conjunto de:



(Fig. 28).

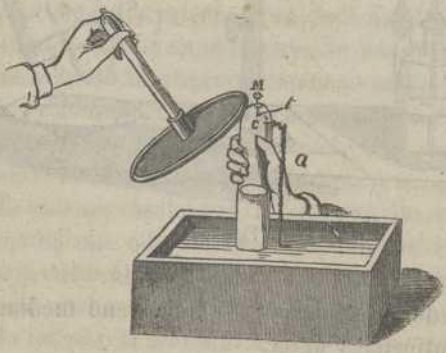
F frasco en donde se desprende hidrógeno mediante el zinc, ácido sulfúrico y agua.

T tubo lleno de cloruro cálcico, fundido, con el objeto de desecar el agua.

a tubo de desprendimiento, con punta afilada á la lámpara de esmaltar.

c campana en donde se condensa el vapor de agua procedente de la combustion del hidrógeno.

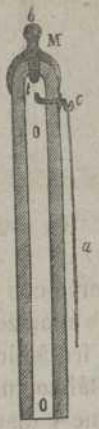
Dipuesto el aparato de esta manera, es indudable que el agua producida proviene de la combustion del hidrógeno, supuesto que este gas ha sido perfectamente desecado por el cloruro de calcio: no operando de semejante modo podia atribuirse dicha agua formada, á la misma del frasco, volatilizada por la temperatura desenvuelta á causa de la reaccion; ó bien arrastrada por el gas mencionado. De este esperimento, se deduce en verdad; que el oxígeno é hidrógeno, engendran el agua (y de aquí la acepcion del hidrógeno, que quiere decir *generador ó engendrador de agua*), pero nada nos enseña acerca de las proporciones relativas en que entran dichos gases para producirla: á fin de resolver tan interesante duda, podemos servirnos de un instrumento, denominado eudiómetro de mercurio, aplicacion la más exacta del célebre instrumento descrito en todas las obras de física, y que en manos de Hulmboldt, Gay-Lussac, Berzelius y Dulong tantos progresos ha proporcionado á la ciencia, en los estudios eudiométricos, así como hoy los está proporcionando todavia en las hábiles manos del ilustre Bunsen. El eudiómetro de que hablamos, es el que representa la figura adjunta; en ella se indica el momento



(Fig. 29).

de pasar la chispa electrica, mediante un eléctróforo, al interior de una campana en donde se supone que está la mezcla de

los dos gases. Pero veamos qué son estos instrumentos y como por su concurso puede efectuarse la combinacion de ambos elementos: el eudiómetro, segun indica el corte de la figura adjunta, es un tubo de vidrio, de paredes muy resistentes y



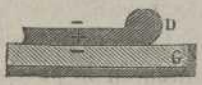
(Fig. 30).

cuya parte superior está cerrada por una armadura *M* de hierro. Esta armadura termina en la parte esterior por un boton redondo *b*, y al interior por un pequeño remate *t*: á corta distancia de la armadura, se halla perforado el tubo por una barrita de hiero *c*, encorbada interiormente en la direccion del remate *t*, de tal modo, que solo separa á las dos extremidades un espacio de pocos milimetros. Por la parte exterior, dicha barrita presenta la forma de un gancho al que se sujeta una cadena metálica *a*, que debe comunicar con el suelo. Descrito ya el aparato, supongamos que el tubo en cuestion contiene una mezcla detonante, en este caso y admitiendo que hacemos atravesar por la parte superior de la armadura *M*, una chispa eléctrica, esta saltará desde el remate *t*, á la barrita de hierro *c*, y como para pasar de un punto á otro debe atravesar necesariamente la mezcla gaseosa, y en fin, como la temperatura de la chispa eléctrica es más que suficiente para determinar la union de ambos cuerpos, resulta que dicha union se verifica.

Pasemos ahora á examinar de qué manera puede el *electróforo* producir la chispa eléctrica: este instrumento consta de una especie de torta circular, de resina, empotrada en madera (véase la adjunta fignra) sobre la que se coloca un disco

(Fig. 31).

tambien de madera, cubierto con papel de estaño y con un remate ó agarrador de vidrio mazizo. Si despues de haber electrizado la torta de resina, frotándola con una piel de gato, se coloca encima el disco metálico sucede que la electricidad natural de este se descompone y distribuye segun denota la adjunta figura: siendo negativa la resina de la torta *G*, se hace



(Fig. 32).

positiva la superficie inferior del disco *D*, mientras que la parte superior del mismo es negativa; si en tal estado, se toca esta superficie con el dedo, se hace que vaya al suelo el fluido negativo, quedando entonces sobrecargado el disco de fluido positivo, el que abandona al primer objeto que halla á su encuentro. Por eso, puesto en comunicacion con el boton de la armadura metálica, pasa al interior del tubo y determina la chispa á causa de su union con el fluido negativo, é interrupcion del medio conductor metálico.

Introduciendo en semejante eudiómetro, volúmenes iguales de dichos gases, como por ejemplo, 2 volúmenes de hidrógeno y otros 2 de oxígeno, ambos convenientemente desecados y operando en la forma y con las precauciones dichas, se

observa constantemente un residuo de oxígeno, que es sensiblemente igual á un volúmen: por consiguiente, el agua está constituida por:

2 volúmenes de hidrógeno..	Condensados en 2 volúmenes
1 —— oxígeno. . .	de vapor acuoso.

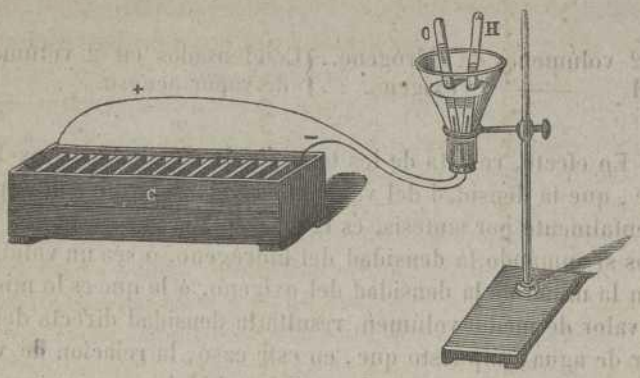
En efecto, resulta de los trabajos de Humboldt y Gay-Lussac, que la densidad del vapor de agua, determinada esperimentalmente por síntesis, es igual 0,6220; por lo tanto, veamos si sumando la densidad del hidrógeno, ó sea un volúmen, con la mitad de la densidad del oxígeno, ó lo que es lo mismo, el valor de medio volúmen, resulta la densidad directa del vapor de agua, supuesto que, en este caso, la relacion de volúmenes entre los factores elementales, hidrógeno y oxígeno, á saber: : : 1 : ½ es igual á la de : : 2 : 1. En efecto:

1 densidad del hidrógeno	=0,0692
½ —— oxígeno. .	=0,5528
	0,6220

Para justificar la proposicion sentada más arriba, esto es, que el agua consta de dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno, hemos preparado artificialmente dicho líquido, combinando los gases en la indicada proporcion y mediante la electricidad (1) dentro del eudiómetro; pues bien, comprobemos ahora por un medio analítico, es decir, descomponiendo el agua, la verdad de este aserto, con lo que habremos adquirido la más firme conviccion acerca de la exactitud de nuestras creencias en este punto. Para ello, podemos repetir el mismo esperimento que practicaron por vez primera, hará unos 50

(1) En vez de la electricidad, puede hacerse uso de una bolita de esponja de platino adaptada á un alambre de lo mismo, que doblado de una manera propia, se introduce dentro de la mezcla: la union se efectúa del mismo modo, que por el sistema eudiométrico sin el riesgo de la pérdida consiguiente á la brusca dilatacion por el tránsito de la chispa eléctrica.

años, Carlisle y Nicholsón, valiéndose al efecto de un aparato semejante al modelo que indica la adjunta figura.



(Fig. 33.)

Dicho aparato consta, como se vé, de una pila *C*, origen de la corriente eléctrica, mediante el agua acidulada con ácido sulfúrico que se hace actuar sobre los pares de zinc y cobre, soldados entre sí de un modo conveniente: los dos tubitos *H* y *O*, están graduados en mitades de centímetros cúbicos y llenos de agua acidulada, así como tambien lo está la contenida en la copa de vidrio puesta en comunicacion con la pila. El tubo *O* está en contacto con el alambre que comunica con el polo positivo, y el tubo *H* se halla á su vez en relacion con el polo negativo: puesta en actividad la pila, se ven desprenderse de los respectivos electrodos de platino, cuyas estremidades se perciben en el fondo de las campanitas, una série de burbujitas gaseosas, que al reunirse en la parte superior de los tubos, marcan exactamente, en la capacidad de los mismos, la mitad de sus volúmenes respectivos; siendo, despues del oportuno ensayo, el del gas oxígeno el que se halla en la mitad justa del volúmen correspondiente al hidrógeno. Ya con este esperimento, no puede haber duda alguna de que el agua consta de dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno: por lo demás, nada es tan fácil ahora como averiguar la composicion centesimal de este líquido, teniendo en cuenta que el peso de un cuerpo, es igual á la suma de los pesos de sus elementos. Así

que, dos litros de hidrógeno que en las condiciones normales de temperatura y presion pesan $0^{gr}.17896$, y un litro de oxígeno, que en idénticas condiciones pesa $1^{gr}.42976$, deben producir necesariamente por su combinacion $1^{gr}.60872$ de agua; por lo tanto bastará plantear la ecuacion siguiente:

$$\underbrace{160872}_{\text{Si en tanto de agua}} : \underbrace{142976}_{\text{hay tanto de oxígeno,}} :: \underbrace{100}_{\text{en 100 p. de agua}} : \underbrace{x}_{\text{¿cuánto habrá?}} \ldots x = 88{,}87$$

Restando ahora de 100,00 la cantidad del oxígeno, ó sean las 88,87 centésimas, queda un residuo igual á 11,13 de hidrógeno; lo que en difinitiva, da para la composicion ponderal del agua la siguiente proporcion centesimal:

88,87	partes de	oxígeno
11,13	—	hidrógeno.
100,00		

Adoptando, segun nosotros hemos hecho, el hidrógeno como unidad, se establecerá la fórmula química del agua por medio de la siguiente proporcion:

$$11{,}13 : 88{,}87 :: 1 : 8.$$

Pero siendo 8 el equivalente de oxígeno, resulta que la fórmula química del agua estará representada por un equivalente de hidrógeno y otro de oxígeno (H O): y como, en fin, el equivalente de un cuerpo compuesto, es igual á la suma de los equivalentes elementales que le constituyen, tendremos que el número 9 será la proporcion ó equivalente del agua:

$$\begin{array}{l} H = 1 \\ O = 8 \\ \hline \quad 9 \end{array}$$

Si para este cálculo hubiéramos adoptado como unidad el oxígeno, la fórmula seria la misma; solo cambiaria el equiva-

lente, pues en este caso estaria representado por 112,50; porque:

$$88,87 : 11,13 :: 100 : 12,50.$$

Por consiguiente:

$$\begin{array}{r} H = 12,50 \\ O = 100,00 \\ \hline 112,50 \end{array}$$

En algunas obras de química, particularmente alemanas, se vé representada la fórmula del agua de este modo H^2O. En este caso se espresa la composicion del agua considerada con relacion al volúmen de los elementos constitutivos, lo que en nada altera por otra parte la composicion de ella, deducida por razon de los equivalentes de dichos elementos; ó lo que es lo mismo, semejante fórmula indica que el equivalente del hidrógeno es igual á 2 volúmenes. En efecto, comparando la relacion de las dos densidades, con la de los respectivos equivalentes, se observa que la densidad del hidrógeno corresponde á medio equivalente:

1,1056 = densidad del oxig.	8 = equivalente del oxigeno.
0,0692 = densidad del hidróg.	0,5 = medio equival. del hidrog.

Pero como la relacion de los equivalentes constitutivos del agua :: 8 : 1, resulta que:

el equivalente del oxígeno = 1 volúmen
—— hidrógeno = 2 —

Método de Berzelius y Dulong, perfeccionado por Dumas, para determinar la composicion del agua en peso. Berzelius y Dulong han sido los primeros químicos que han fijado de una manera exacta, por síntesis, la composicion del agua reduciendo, mediante el hidrógeno puro y seco, un peso conocido de un óxido, por ejemplo, el de cobre: el método consiste, por lo tanto, en introducir en una esfera de cristal soldada á

dos tubos huecos de vidrio y cuyo peso es conocido, una cantidad dada de óxido cúprico puro y seco tambien.

Puesto este aparato en comunicacion, por una parte, con un tubo que conduzca hidrógeno, en las condiciones dichas, y por la opuesta, con un sistema de tubos en *V* que contengan cuerpos capaces de condensar el agua que se forme y cuyo peso ha sido préviamente determinado, se pone en accion la corrriente gaseosa y cuando ya ha salido todo el aire del aparato (recuérdense las advertencias dichas en la leccion del hidrógeno se auxilia la accion reductora del hidrógeno sobre el óxido cúprico calentando con una lámpara de alcohol la esfera en donde aquel se halla contenido: cuando se vé que todo el óxido se ha trasformado en cobre metálico y brillante, que tapiza la mencionada esfera, y que además solo sale hidrógeno inflamable por el extremo del aparato, se dá por terminada la operacion; se pasa una corriente de aire seco y privado de ácido carbónico á través de él, y se pesan sucesivamente, primero, la esfera y luego los tubos en donde se haya condensado el agua producida. Como sabemos, por la composicion centesimal del óxido cúprico, la cantidad de oxígeno y radical existentes en el peso de óxido sobre que hemos operado, y estamos ciertos que solo se ha formado allí agua á expensas de él y de la corriente de hidrógeno y como, en fin, determinamos despues la pérdida de peso que ha sufrido la esfera y el aumento que á su vez han tenido los tubos en donde se ha condensado el agua producida, no es fácil conocer que la disminucion de peso del óxido cúprico contenido en la esfera, representa el oxígeno unido al hidrógeno, originando agua, cuyo oxígeno restado de la formada y retenida por los tubos, nos dará por diferencia la cantidad de hidrógeno ó sea del otro elemento que la constituye. Una sencilla proporcion nos dirá cuánto oxígeno é hidrógeno entran en la composicion centesimal del referido líquido.

Por lo demás, hé aquí la fórmula general que expresa la base ó fundamento de dicho procedimiento: sea P, un peso conocido de óxido cúprico; P' su peso despues de la reduccion, es decir, el peso del cobre que contiene: $P - P'$, dará el peso del oxígeno contenido en el óxido. Pesando exactamente el agua producida y restando del peso de ella el del

oxígeno, $P - P'$, la diferencia dará la cantidad de hidrógeno unida al oxígeno para formar el agua.

Berzelius y Dulong obtuvieron como resultado final de sus experimentos, segun el método espuesto, que el agua estaba formada de:

88,91 de oxígeno.
11,09 de hidrógeno.

100,00

Posteriormente Dumas, introdujo varios perfeccionamientos á este sistema operatorio que pueden reducirse á dos, á saber: 1.° obtener el hidrógeno mucho más puro y seco que sus predecesores; 2.° preparar una cantidad de agua considerable (de 50 á 60 gramos).

Estas modificaciones unidas á un esquisito cuidado en la marcha uniforme y regular de la operacion, en la corriente de aire seco antes y despues de ella, y en fin, á las pesadas exactísimas hechas en balanzas de una sensibilidad notable, han permitido al sábio químico citado obtener resultados en estas análisis que difieren algun tanto de los de Berzelius y Dulong, supuesto que, segun Dumas, el agua está compuesta en 100,000 partes de:

Oxígeno. .	88,88
Hidrógeno.	11,12
	100,00

RESUMEN.

1. El agua es un compuesto de hidrógeno y oxígeno, en la relacion de dos volúmenes del primero y un volúmen del segundo, y en peso, de 88,88 partes de oxígeno y 11,12 de hidrógeno: con arreglo á los principios de nomenclatura debemos llamarle *óxido hídrico*, *ó protóxido de hidrógeno*. El 15 de enero de 1784 leyó Cavendich una Memoria á la Sociedad Real de Lóndres, en la que dió á conocer la ver-

dadera composicion de tan importante cuerpo: Lavoisier y Laplace fueron los primeros que hicieron artificialmente 19 gr. 17 de agua pura.

2. Siempre que arde el hidrógeno en presencia de aire atmosférico, se forma agua; y la alta temperatura desarrollada es debida á la combinacion química tan intensa que tiene lugar: introduciendo volúmenes iguales de gas hidrógeno y oxígeno en unos instrumentos de vidrio, de paredes muy resistentes, denominados eudiómetros, y haciendo pasar interiormente una chispa eléctrica (véase la figura 29 pág. 124) se produce agua, pero sobrando siempre la mitad del volúmen de oxígeno empleado, es decir, un volúmen, por cuya razon hemos sentado la anterior proposicion en el precedente párrafo, á saber, que el agua consta de dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno; añadiendo ahora, que estos tres volúmenes quedan reducidos, despues de la combinacion, á dos volúmenes de vapor de agua.

3. La densidad esperimental directa del vapor de agua (0,6220), es igual á la suma de la media densidad del oxígeno, y á la densidad entera del hidrógeno, v. gr. . . . $\left\{\begin{array}{lll} \frac{1}{2} \text{ densidad} & = O = & 0,5528 \\ 1 \quad — & = H = & 0,0691 \end{array}\right\}$

0,6220

La fórmula que expresa la composicion del agua es $= H\,O$; y su equivalente es $= 9$.

4. Puede demostrarse la composicion del agua por análisis y síntesis; para el primer método, no hay más que descomponer el agua acidulada, mediante una pila, cuyos electrodos sean de platino. Los gases dirigidos á sus respectivos tubos graduados, tienen volúmenes que son exactamente la mitad menor uno que otro: reconocidos con la debida atencion, resulta que aquel cuyo volúmen es mitad menor, es el oxígeno, y que el que posee doble volúmen de gas es el hidrógeno. Para el segundo método, puede hacerse uso de los ensayos eudiómetros sobre el mercurio, ó lo que es mejor, producir el agua reduciendo el óxido cúprico mediante una corriente de gas hidrógeno seco y puro.

LECCION SEPTIMA.

ESTADO DEL AGUA EN LA NATURALEZA.—Estudio del agua sólida, líquida, gaseosa y esferoidal.—Nubes, nieblas, lluvia y rocío.—Aire disuelto en el agua.—Su composicion.—Agua destilada y medio de obtenerla: aparatos destilatorios.—Aguas potables y no potables.—Aguas de rios, fuentes y pozos; sus caractéres químicos.—Demostracion esperimental de la causa de una y otra calidad en las aguas.—Manera de hacer potable el agua.—Condiciones que ha de tener el agua para la vida normal del hombre.—Agua de los mares; su composicion.—Hidrotimetría, O SEA NUEVO MÉTODO NORMAL PARA ANALIZAR RÁPIDAMENTE LAS AGUAS DE MANANTIALES, FUENTES, ETC., ETC. —Generalidades acerca de las aguas minerales; su clasificacion con arreglo al principio mineralizador dominante. Importancia y aplicaciones del agua.—Resumen.

Agua en el estado sólido. El agua puede cambiar de estado á 0, y solidificarse, sin que esto sea constante, porque hay casos en que el agua natural tiene en disolucion sales que retardan su congelacion; y otros que, aun cuando el agua sea pura, puede permanecer líquida á 10 y hasta 12° bajo cero, como suele observarse en los países frios, con vasijas que conservan aun líquida el agua á dicha temperatura; pero basta en este caso la menor vibracion, sea en el vaso ó bien dentro del líquido, para que instantáneamente se congele. Segun las circunstancias que acompañen á la solidificacion del agua, puede ofrecer diferentes formas geométricas, pero todas corresponden al sistema romboédrico, segun manifiestan los diversos, cristales, reproducidos en la adjunta figura, observados al mi-

(Fig. 34)

croscopio entre los copos de nieve.

El centro de estas estrellas parece ser una tabla exagonal;

con la particularidad de que á cada uno de sus ángulos está como implantado un cristal prismático de seis caras, constituyendo con los otros cristales ángulos de 60 grados: estos cristales gozan de la doble refraccion.

La densidad de la nieve varía segun el espesor de la masa que la constituye, y estas variaciones son en la relacion de 1 á 6: al pasar el agua de líquida á sólida aumenta de volúmen y disminuye de densidad; de 1,000 queda reducida á 0° = 0,918 y á — 20° á = 0,920.

El hielo sigue la ley general de todos los cuerpos sólidos; es decir, que se contrae ó dilata segun la temperatura: conforme á los esperimentos de Moriz, parece que entre los límites de 100° el coeficiente de dilatacion del hielo es $= \frac{1}{193}$ y por consiguiente mayor que el de ningun cuerpo conocido.

La propiedad que el agua líquida posee, de disminuir de densidad y aumentar de volúmen, cuando pasa al estado sólido, explica los fenómenos siguientes:

1.° El sobrenadar el hielo.

2.° La muerte de los vejetales.

3.° Las roturas de las cañerías, conductos de agua ó vasijas de vidrio, etc.

4.° La destruccion de ciertos edificios durante los frios intensos del invierno.

El hielo sobrenada, decimos, en los mares y rios por la circunstancia particular de ser el agua sólida mas ligera que el agua líquida: y esta es una condicion providencial, porque si fuera como por lo general acontece á los demás cuerpos, más densa el agua sólida, se irian formando capas de hielo que descendiendo al fondo, concluirian con la vida de los peces, y serian barreras colosales que no podria vencer el hombre y harian imposible, por lo tanto, la navegacion en estas regiones, así como no ha podido abrirse paso todavía á través de las montañas de eterno hielo que le cierran el camino en los mares polares (1). Mientras que sucediendo lo inverso, es decir, sobrenadando el hielo, pueden los peces vivir sin dificultad al-

(1) Segun las interesantes noticias del malogrado y célebre navegante prusiano, el doctor Kann, que ha podido al fin completar el problema geográfico, que con tanto heroismo comenzó el desdichado Franklin, parece ser que al

guna en el fondo de los mares, en donde hay una temperatura mucho más suave; siendo posible despues, en la época primaveral, el que los rayos del sol desyelen los grandes témpanos que flotan en la superficie inmensa de los mares.

El aumento de volúmen que el agua adquiere al congelarse, es causa igualmente de los desastres causados en la vejetacion por las heladas, porque teniendo las plantas ramificaciones venosas como los animales, por donde atraviesan los líquidos nutritivos de los que forma la base principal el agua, es claro que al congelarse esta, ó bien rompe el delicado tejido del tubo que la contiene ó bien paraliza el movimiento del jugo nutritivo, y la planta muere como consecuencia forzosa de una ú otra causa ó de las dos á la vez. La ruptura de las cañerias ó conductos de agua durante los frios intensos del invierno, se explica de la misma manera; supuesto que la fuerza producida por el aumento de volúmen cuando el agua se solidifica, se aprecia en 1,000 atmósferas (la presion de *una atmósfera*, es igual á la que ejerce una columna de aire cuya altura sea la de la atmósfera y tenga por base un centímetro cuadrado: esta presion es = 1 kilógr. 032): por consiguiente, no es estraño despues de esto que el hielo haga reventar cañones, bombas, murallas y con mayor motivo las cañerias y muchas vasijas de vidrio.

Tambien se comprenderá, sin esfuerzo alguno, la posibilidad de que un edificio construido con materiales porosos, y por lo tanto permeables al agua, pueda derruirse por efecto de la intensidad del frio en la estacion correspondiente; por eso los arquitectos inteligentes, ensayan dichos materiales (en especial las piedras) antes de edificar, mediante una disolucion de sulfato sódico, segun el método de Brard, con lo que puede conocer mejor la naturaleza y resistencia de los referidos materiales.

Un termómetro sumergido en el agua y que marque 8 grados, bajo cero, sube bruscamente á 0° si por una agitacion rápida se congela con celeridad el agua, y lo que hay de más no-

---

otro lado de estas perpétuas montañas de hielo, en la region polar, hay un océano de infinito horizonte y totalmente desconocido, á quien Kann llama *Océano polar*.

table es que si se vierte sobre esta masa de hielo un peso igual de agua calentada á + 79°, se funde todo y el líquido marca aun la temperatura de 0°, lo que prueba que al fundirse el hielo absorbe calórico. De aquí, el que se admita que un kilógramo de hielo exige para licuarse la misma cantidad de calor que seria preciso emplear para aumentar un grado la temperatura de 79 kilog. de agua; y en fin, que sea un hecho constante el que mientras haya hielo en una masa de agua, marque siempre el termómetro 0°, sea cualquiera la temperatura á que se la someta. Por lo tanto, siempre que digamos *temperatura del yelo fundente*, entiéndase que queremos decir de 0°.

Agua en estado líquido. El agua pura es verdosa, vista en grande masa, y su gusto varia, segun diremos al hablar de las aguas destiladas, potables impuras, etc., etc. El agua se sustrae á la ley que rige á los demás líquidos, supuesto que á partir de 0, hasta + 4,1 se contrae en vez de dilatarse; pero desde + 4,1 en adelante, se dilata proporcionalmente á la temperatura; así que cuando se refiere la densidad de un cuerpo á la del agua, se entiende siempre que se compara con su mínimum de volúmen; es decir, á + 4,1. El agua tiene la propiedad de disolver en diferentes volúmenes la mayor parte de los gases conocidos; por consiguiente, puede disolver aire, como demostraremos en el lugar oportuno: su facultad disolvente por los gases, es tanto mayor, cuanto menor es la temperatura bajo cuya influencia se halle. El agua (y tambien el hielo), esparcen constantemente vapor, entendiendo por tal un líquido que ha pasado al estado de gas; el acto se denomina *evaporacion*; propiedad que, por otra parte, poseen casi todos los líquidos capaces de hervir sin descomponerse: sin embargo, es preciso no confundir dos fenómenos distintos, á saber, el que tiene lugar abandonada el agua á sí misma, del que se verifica mediante la ebullicion del líquido. En el primer caso, esto es, cuando el agua se reduce *espontáneamente* á vapor, el agua se evapora, mientras que en el segundo se vaporiza, ideas que no son sinónimas en el rigor del sentido físico con que se consideran ambos fenómenos, y debe ser así; porque en el primer caso el vapor se forma en la superficie, mientras que en el otro se produce principalmente en la masa. Tambien son muy distintos los efectos que pueden originar uno ú otro de

dichos vapores; en efecto, mientras que 1 kilóg. de vapor desprendido de una masa de agua en plena ebullicion, puede hacer hervir á su vez 5½ kilóg. de agua á 0°, asi como tambien puede animar á una máquina, si ha sido formado á cierta presion, nada semejante puede obtenerse con el vapor que produce el agua en su superficie.

La evaporacion varia con la temperatura, la presion y el estado de saturacion del aire: cuanto más caliente sea este mayor será la cantidad de vapor que disuelva, y por lo tanto más pronta será tambien la evaporacion respectiva. Todo el mundo sabe que en verano el agua se evapora más fácilmente que en invierno, asi como tampoco nadie ignora que el agua caliente se evapora con más prontitud que el agua fria.

Agua en el estado de vapor. El agua entra en ebullicion cuando la tension de su vapor hace equilibrio á la presion de la atmósfera; entonces el volúmen de su vapor es 1698 veces mayor que el del agua á la temperatura de + 14° (orígen principal de la aplicacion del vapor como fuerza motriz): la ebullicion puede ser retardada ó avivarse, segun las circunstancias. Sobre las altas montañas, por ejemplo, el agua hierve con más rapidez que al nivel del mar, y en vasijas de superficie rugosa antes que en las lisas, etc.

Hemos dicho que el agua hierve cuando la tension de su vapor hace equilibrio á la presion de la atmósfera: este equilibrio tiene lugar á + 100, si la presion atmosférica es igual á 0 m, 760 milimetros; pero en el momento en que esta disminuya, es claro que el equilibrio en cuestion se verificará á una temperatura mas baja, que es precisamente lo que sucede sobre las altas montañas, en donde ha llegado á hervir el agua á + 82°, mientras que al nivel del mar, en donde por el contrario la atmósfera ejerce toda su presion, jamás hierve el agua sino próximamente á 100°.

En general, podemos comprender las principales causas que modifican la ebullicion de los líquidos, en las dos siguientes: 1.ª, las presiones, y 2.ª las superficies; del aumento de la primera se han hecho importantes aplicaciones, como la de la marmita de Papin, y para diversas reacciones nuevas, obtenidas en semejantes condiciones; y respecto de la segunda, se impiden sus efectos colocando alambres de metales buenos

conductores del calórico é inalterables en general por la accion de los líquidos, como el platino: y á propósito, debemos decir aquí que el agua se descompone en sus dos factores mediante la accion del platino incandescente, segun los esperimentos de Growe, obteniéndose por este medio la mezcla detonante; hecho tanto más notable, cuanto que contrasta singularmente con la síntesis del agua por efecto de la accion de la esponja de platino sobre el hidrógeno naciente.

Agua en el estado esferoidal. Sometida el agua á una temperatura muy elevada, sobre superficies lisas, adquiere un estado particular que se denomina esferoidal y del que puede darnos una idea lo que sucede cuando las planchadoras, por ejemplo, vierten algunas gotas de agua sobre la superficie candente de los hierros propios de su oficio: este fenómeno comun á todos los líquidos, y cuyo descubrimiento es debido á Boutigni d' Evreux, forma una nueva rama de las ciencias físicas.

En efecto, supongamos dos cápsulas de platino del mismo espesor y diámetro, pero que la una se calienta á 100° y la otra á 150°; se observará que vertiendo un centímetro cúbico de agua en cada una de ellas, se vaporiza más pronto en la última cápsula que en la primera: pero si se repite el experimento con una cápsula calentada á 150° y otra á 400°, se verá que en esta última no solamente el agua emplea mucho más tiempo para desaparecer que en la primera (la calentada á 150°) sino que además toma la forma globular ó esferoidal, girando en movimientos regulares, cuyo efecto es producir figuras simétricas. En semejante estado, el agua posee una temperatura que no excede de 96°,5; refleja la mayor parte del calor que recibe, y parece en fin, que no existe contacto inmediato entre ella y la cápsula; sin que con esto pretendamos decir que en este caso el agua se sustraiga á la fuerza general de la gravitacion, sino que se desenvuelve una fuerza repulsiva que disminuye notablemente el contacto, como se demuestra con la mayor exactitud introduciendo en agua una esfera de plata maciza é incandescente.

Mientras la esfera conserva dicho estado, ni hierve el agua ni la toca en parte alguna; viéndose de un modo marcadísimo, por su brillantez, el espacio vacío que media entre ambos

cuerpos: más no bien desaparece la incandescencia, y por lo tanto la temperatura del metal desciende, se manifiesta al punto una ebullicion brusca y tumultuosa. Todos los cuerpos líquidos capaces de hervir sin descomponerse, pueden adquirir el estado esferoidal siendo su temperatura en este caso inferior á la del punto de ebullicion; gracias á este nuevo estado de los líquidos, se explica hoy perfectamente el por qué puede sumergirse impunemente la mano en una masa de hierro ó plomo fundido y con tanto ménos riesgo cuanto más elevada sea la temperatura.

En efecto, la mano como toda la superficie de nuestro cuerpo está cubierta de una capa de humedad la que, sin excepcion alguna, pasa al estado esferoidal mediante su contacto con un cuerpo muy caliente; en cuyo caso sucede que, por su interposicion, no solamente resguarda la mano de la impresion del metal, sino tambien de los rayos caloríficos que emana; porque hallándose dicha humedad *esferoidalizada*, los refleja y rechaza. Para hacer con más seguridad el experimento en cuestion, se introduce préviamente la mano en el agua y luego se sumerge con rapidez en el hierro ó cobre fundidos; en inteligencia de que cuanto más espesa sea la capa de humedad y más elevada la temperatura, tanto más puede prolongarse el experimento y hasta es factible meter y sacar muchas veces la mano dendro del metal fundido sin el menor riesgo. (Escusado es advertir que esta clase de ensayos no deben jamás ni imaginarlos siquiera, á causa de su exposicion, los alumnos de química; sino aquellas personas, que á una prudencia esquisita reunan la superioridad de conocimientos que la índole del caso exige).

La diferente tension que el agua reducida á vapor tiene, respecto del estado esferoidal, es causa en muchos casos de la explosion de las calderas de vapor.

Nubes. Las nubes son masas de vapores condensados, por el enfriamiento, en las altas regiones de la atmósfera: para comprender su formacion, observemos que el aire, aun cuando nos parece perfectamente puro, es siempre un inmenso depósito de vapores de agua invisibles, resultantes de la evaporacion que sin cesar se produce en la superficie de los mares y continentes.

Ya hemos dicho anteriormente, que la cantidad de vapor que el aire tiene en suspension, es tanto mayor, cuanto más elevada es tambien la temperatura ambiente; así es que en verano nuestra atmósfera contiene, término medio, seis veces más vapor acuoso que en el invierno y por lo tanto, no es de estrañar, que si por una causa cualquiera el aire se enfria hasta saturarse, se condensen los vapores y aparezcan visibles, encubriendo la trasparencia de la atmósfera. Entre las causas que pueden enfriar el aire, condensando los vapores acuosos, figuran en primer lugar las corrientes de aire caliente que se elevan en la atmósfera, determinando una dilatacion, á la cual sucede un frio intenso más que suficiente para ocasionar la formacion de las nubes: las montañas producen el mismo efecto, ofreciendo un dique á los vientos que soplan de las llanuras y forzándoles á ascender por sus flancos. Por esta razon llueve mucho en las montañas y se originan al pié de ellas caudalosos rios. Segun la hipótesis más admitida, por la generalidad de los físicos, para esplicar la suspension de las nubes en la atmósfera, resulta que están formadas por la aglomeracion de gotitas escesivamente pequeñas, mantenidas en el aire, en virtud de su ligereza específica y á la manera que flota el polvo ligero arrastrado por el viento.

Nieblas. Las nieblas no son otra cosa que nubes que ocupan las regiones más bajas del aire, siendo, como ellas, resultado de la condensacion de los vapores atmosféricos mediante el enfriamiento: de esta manera se forman las nieblas qne se esparcen despues de la postura del sol, por encima de los rios, lagos y praderas húmedas.

En efecto, el agua se enfria con ménos rapidez que la tierra, por la radiacion, á causa de las corrientes descendentes y ascendentes que se producen en su masa, resultando de aquí que el aire se halla sobre el agua á una temperatura más elevada que sobre la tierra; por consiguiente las dos masas de aire se mezclan, hay descenso de temperatura y precipitacion de vapores.

Lluvias. La lluvia consiste en la caida de pequeñas gotas de agua, de que esta formada la nube, en el instante en que reuniéndose adquieren un peso demasiado considerable para permanecer en suspension en la atmósfera.

La cantidad de agua que cae; en una localidad dada, depende mucho de la mayor ó menor distancia á que se halle del mar, y así se observa que llueve con más frecuencia en las costas que en el interior de los continentes: las estaciones influyen igualmente de un modo marcado, respecto de este fenómeno meteorológico. En los países meridionales, llueve con frecuencia en el invierno y rara vez en el verano, mientras que en los del norte sucede lo contrario, es decir, llueve generalmente más en verano que en invierno.

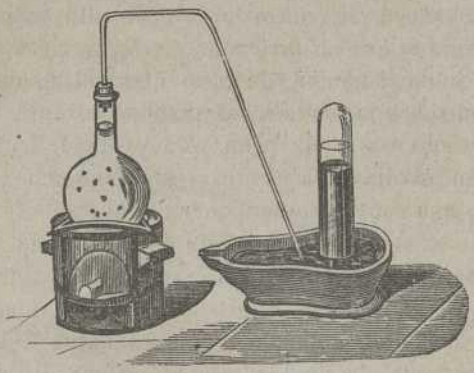
Rocio. Se da el nombre de *rocio* á las gotitas de agua que se depositan sobre la tierra y las plantas durante las noches apacibles y serenas de la primavera y otoño. La teoría más admitida en el dia para esplicar este fenómeno, es la del Dr. Wells, que consiste en suponer que durante la noche, los cuerpos que existen en la superficie de la tierra no reciben los rayos solares, y por consiguiente se enfrian cada vez más, irradiando á los espacios celestes el calórico que recibieran durante el dia, descendiendo, como es natural, en ellos la temperatura respecto de la de la atmósfera. De aquí resulta, que enfriándose á su vez las capas de aire que rodean á dichos cuerpos, llegan al punto de saturacion del vapor acuoso, y entonces se deposita este sobre aquellos á la manera que lo hace la escarcha que cubre esteriormente á un vaso de vidrio que dentro tiene hielo: el rocio se deposita tanto más sobre un cuerpo, cuanto mayor sea la irradiacion respectiva, ó lo que es lo mismo, su poder emisivo; por eso apenas se observa rocio sobre los metales, en razon á que es muy débil dicha propiedad, es decir, su poder irradiante ó emisivo.

La humedad, denominada *sereno*, consiste en una lluvia finísima que cae durante el estío despues de la postura del sol y sin que se observe nube alguna en la atmósfera: difiere del rocio en que resulta de la condensacion de los vapores en la misma atmósfera y no en la superficie de la tierra. La *escarcha*, es debida á la misma causa que el rocio, á saber: por el enfriamiento de los cuerpos mediante la irradiacion; solo que para que se produzca es preciso que los cuerpos se enfrien á bajo cero.

El *granizo y la piedra* son masas constituidas generalmente por pequeños glóbulos de hielo que caen de la atmósfera; y

que tienen un núcleo opaco, formado de hielo y cubierto al rededor de una capa trasparente: se atribuye á la electricidad el origen de este fenómeno meteorológico.

El agua natural tiene siempre más ó menos aire en disolucion: para demostrar esto, se monta un aparato como el que representa la adjunta figura, compuesto como se vé de un ma-

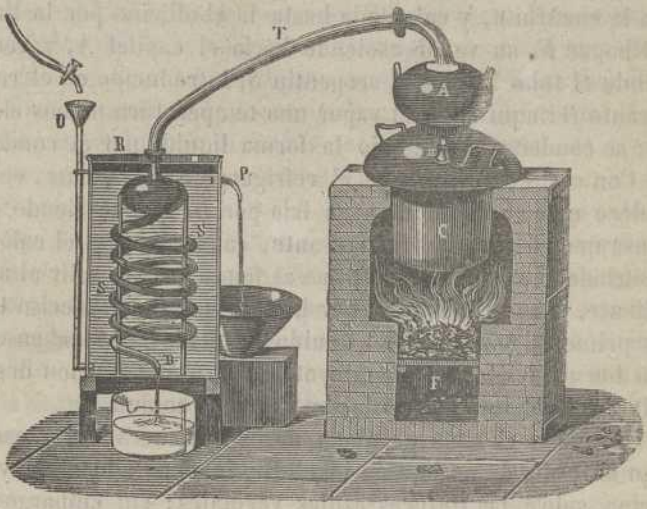


(Fig. 35).

tráz lleno de agua y puesto en comunicacion, mediante un tubo encorbado y con agua tambien en toda su capacidad, con una campana llena de mercurio é invertida sobre el puente de la cuba hidrargironeumática.

Dispuesto así el aparato, se calienta gradualmente el matráz con el hornillo sobre que descansa, y bien pronto se ven desprenderse del centro de la masa líquida burbujas gaseosas de aire, que en razon de su ligereza específica desalojan el mercurio de la campana y pueden medirse terminado el ensayo: una agua ligera dá hasta 30 centímetros de aire por litro. Ensayando este aire, se vé que es mucho más rico en oxígeno (principio vital), que el aire atmósferico, supuesto que mientras este solo tiene unas 21 partes por ciento, de dicho elemento, el aire disuelto en el agua, posee de 32 á 33 por 100 de oxígeno: así se explica cómo pueden vivir los peces respirando mediante su admirable aparato bronquial, el oxígeno *liquidado hasta cierto punto* en el aire disuelto en el agua, y por el contrario, como perecen asfixiados, no bien se priva del aire al agua mediante la ebullicion prolongada. En fin, el oxígeno

del aire disuelto en el agua sirve igualmente para la vida de las plantas sub-acuáticas y la combustion de los elementos procedentes de la putrefaccion de los séres que habitan estas regiones, con el objeto de que sirvan de principios alimenticios de otros y no dañen, impurificando la atmósfera, á la especie humana: aun asi sucede que en ciertos paises (los tropicales), el desequilibrio entre el oxígeno ozonado normal y las sustancias miasmáticas originadas por la descomposicion pútrida de los peces, animales terrestres y plantas tan favorecidas por el clima, son causa constante de terribles enfermedades que siegan en flor la existencia de millares de individuos.



(Fig. 36.

Agua destilada. Se entiende por agua destilada, el líquido obtenido por evaporacion del agua, bien sea en los aparatos denominados alambiques, ó bien los conocidos con el nombre de aparatos destilatorios, compuestos generalmente de una retorta, alargadera y recipiente bitubulado. Siendo el primero objeto de uso constante, en todos los laboratorios de química, haremos una reseña de él, para lo que seguiremos puntualmente la disposicion de dicho aparato en la forma con que está representado en la presente figura.

C caldera de cobre denominada cucúrbita.
F hogar correspondiente al hornillo sobre que descansa la caldera.
A capitel.
T tubo de conduccion del agua en vapor, al aparato condensador.
S serpentin.
R refrigerante.
D embudo para recibir el agua fria.
P conducto para la salida del agua caliente.
B abertura para la salida del agua destilada.

Introducida el agua ordinaria en la caldera de cobre *C*, ó sea la cucúrbita, y calentada hasta la ebullicion por la llama del hogar *F*, su vapor asciende hácia el capitel *A*, y recorriendo el tubo *T* llega al serpentin *S*, introducido en el refrigerante *R*: aquí halla el vapor una temperatura menos elevada; se condensa y sale bajo la forma líquida por el conducto *B*. Con el fin de evitar que el refrigerante se caliente, se establece una corriente de agua fria por *D*, la que siendo más densa que el agua del refrigerante, calentada por el calórico absorbido al agua en vapor, cae al fondo y hace salir al agua caliente, como más ligera, por la abertura *P*. Es preciso tirar las primeras porciones del líquido destilado, porque en ellas van los principios volátiles contenidos, ó que pueden desenvolverse mediante la destilacion del agua comun.

Obtenida el agua destilada de esta manera, se presenta bajo la forma de un líquido incoloro, inodoro é insípido y sin accion sobre las tinturas azules vegetales: sin embargo, no bastan estos caractéres para darnos á conocer su estado de absoluta pureza, como es preciso que los ofrezca dicho líquido para los usos tan frecuentes é importantes á que se la destina. Por lo tanto, hay necesidad de someter á la análisis cualitativa el agua destilada, y solo deberemos considerarla químicamente pura, cuando no dejando residuo cierta porcion de ella, evaporada por la accion del calor sobre un cuchillo de platino, no forme además precipitado con los reactivos siguientes:

El agua de cal, *de barita y el acetato triplúmbico*, que indican, en caso contrario, la presencia del ácido carbónico.

El cloruro bárico, que marca la presencia de los sulfatos.

Nitrato argéntico, que forma con los cloruros, cloruro argéntico insoluble en agua, pero soluble en el amoniaco.

El oxalato de amoniaco, que precipita las sales de cal.

El sulfhidrato de amoniaco, que indica la presencia de los metales, propiamente dichos.

El cloruro mercúrico, el *áurico* y el *sulfato zincico*, que precipitan las materias orgánicas.

Con el objeto de metodizar el interesante estudio de las diferentes especies de aguas, podemos dividir desde luego estas en dos grandes grupos, á saber, en *insípidas* y *sápidas:* el primer grupo le subdividiremos en tres clases; 1.ª *aguas potables;* 2.ª *selenitosas* (yesosas); 3.ª *calcáreas:* las segundas, ó sápidas, las subdividiremos igualmente en otras tres clases, v. gr.: 1.ª *no potables;* 2.ª *de los mares;* 3.ª *minerales.*

Primer grupo.—*Aguas insipidas.* Clase 1.ª *potables.* Aquí están naturalmente incluidas, el agua de lluvia, de algibes, fuentes, manantiales, arroyos, torrentes y rios.

Aunque hemos aceptado como carácter distintivo de este grupo la ausencia de sabor del agua, como regla general, debemos, sin embargo, advertir que esta propiedad solo es relativa; es decir, por comparacion al otro grupo en el que están incluidas las aguas de un sabor muy marcado y de diferente índole: por lo demás, bueno es recordar aquí dos cosas: 1.ª que como desde muy pequeños bebemos el agua necesaria á nuestra vida, no podemos apreciar el sabor de ella á causa de la costumbre, pero bien pronto notamos el de otra que sea distinta de la habitual; 2.ª las aguas muy aireadas, sobre todo en paises frios, y que corran por terrenos insolubles, gozan de un sabor dulce marcadísimo, debido al oxígeno que tienen en disolucion.

Clase 1.ª *Aguas potables.* Se dá en general este nombre á aquellas aguas que tienen las condiciones siguientes: 1.ª cocer las legumbres; 2.ª no ser indigestas ni purgantes, usadas como bebida habitual; 3.ª disolver el jabon y formar una espuma dilatada y trasparente. Procuremos explicar de un modo científico, cada una de estas propiedades: la coccion de las legumbres (garbanzos, judías, guisantes, habas etc.) tiene por objeto ablandar, mediante el agua caliente, la fécula de

las mismas, encerrada dentro de la cubierta epidérmica, y que como esta, ha perdido su agua de vejetacion mediante la desecacion al aire seco y caliente. Hinchado el principio feculento de las legumbres por la coccion dicha, se divide y hasta forma los primeros grados del engrudo amiláceo, por cuyo medio se facilita considerablemente despues la digestion, y por lo tanto la asimilacion de este alimento: ahora bien, todas las legumbres tienen un principio inmediato nitrogenado, llamado *legumina*, que entre otras propiedades posee la de formar en presencia de las sales de cal, un leguminato de cal insoluble; y además hay muchas legumbres, como los garbanzos que entre sus sales de vejetacion poseen oxalatos solubles, que en contacto de las sales de cal producen oxalato de cal perfectamente insoluble. Asi, que, ambas sales calizas forman una especie de barniz impermeable, que recubriendo el principio feculento, hacen imposible sobre él la accion del agua caliente mencionada.

La segunda propiedad relativa *á sus condiciones digestivas*, depende de que siendo indispensable el que las aguas potables tengan constantemente aire en disolucion, para que su oxígeno contribuya en ellas á la digestion de los alimentos, y habiendo necesidad igualmente de que en dichos líquidos haya siempre cierta cantidad de sales de cal, para contribuir con la de los alimentos líquidos y sólidos á la nutricion del sistema óseo, es claro que faltando una ú otra de ambas condiciones, ó las dos á la vez, ó en fin, sustituida la segunda por otra clase de sales, como por ejemplo, las de sosa ó magnesia, han de producir alteraciones especiales en el organismo á consecuencia del uso habitual de las referidas aguas.

Respecto á la tercera condicion que han de tener las aguas potables, á saber: el *disolver el jabon formando espuma traspa-rente*, puede explicarse con suma sencillez, tomando en consideracion los datos que para ello la ciencia proporciona: en efecto, los jabones de uso comun pueden dividirse en dos clases; á saber en blandos y duros. Los primeros, están constituidos por la combinacion de los ácidos grasos oleico, esteárico y margárico con la potasa, y los segundos, se hallan formados por los mismos ácidos en union de la sosa: unos y otros son solubles en el agua destilada y en todas aquellas que ca-

rezcan de cal, magnesia, etc.; pues estas bases, particularmente la cal, forman con las disoluciones de los jabones dichos oleatos, estearatos y margaratos de cal insolubles en el agua; por lo tanto, nada tiene de estraño el que una agua pura, es decir, con pocas sales térreas en disolucion, disuelva el jabon y produzca la espuma indicada, mientras que otra, en circunstancias opuestas, forme grupos como de leche cortada, ó corte el jabon, como vulgarmente se dice. Por eso, el mejor medio de reconocer la proporcion relativa de cal en una agua dada, es verter unas cuantas gotas de tintura acuosa de *ematoxilina*, ó sea del principio colorante del leño de campeche (*ematoxilum campechianum*) cuya tintura toma un bello color rojo violeta, cuando hay cal en el liquido; mientras que se diluye simplemente cuando el agua carece de dicha tierra.

Entre las aguas potables, figura en primera línea la de *lluvia:* esta clase de agua conviene perfectamente á todos los usos domésticos, aunque en rigor deben preferirse, segun dejamos indicado, para bebida aquellas que contengan pequeñas cantidades de sales ó base de cal, debiendo decir lo mismo respecto del agua procedente de la nieve depositada en las montañas. Por lo demás, el agua de lluvia contiene en disolucion todas las materias que existen en el aire, tales como el polvo y sustancias estrañas, el oxígeno, nitrógeno, ácido carbónico, cortas porciones de ácido nítrico y carbonato ó nitrato de amoniaco: estas últimas sales existen sobre todo en la primera lluvia á seguida de una tempestad, como lo ha demostrado Liebig. Segun los datos de Barral resulta que cada metro cúbico de agua de lluvia contiene, por término medio, 22$^{gr.}$ 7 de nitrato de amoniaco; lo que corresponde, respecto del clima de Paris (hay que advertir que la produccion de esta sal aumenta en el estío y disminuye en el invierno) á 31 kilógramos de nitrógeno suministrados todos los años por las aguas de lluvia á cada hectárea de tierra.

Parece ser que el agua de lluvia contiene además pequeñas porciones de cloro, cal, magnesia y yodo.

El agua de algibes es el agua de lluvia más ó menos pura, segun que hayan sido eliminadas las primeras porciones de ella, abundantes en sustancias estrañas; segun la permanencia en los depósitos ó cisternas, y en fin, segun la solubilidad

de los materiales con que se hallan construidos. Como hay varias provincias en España, que hacen frecuente uso del agua de algibe, creemos conveniente recomendar aquí algunas reglas generales que consideramos útiles y hasta de grande valor bajo el punto de vista de la salubridad pública; estas prescripciones pueden reducirse á las siguientes:

1.ª Mucha limpieza, así en las azoteas como en las cisternas.

2.ª Desperdiciar las primeras porciones de agua de lluvia, sobre todo, de aquella que caiga despues de una tempestad durante una invasion epidémica.

3.ª Construir los algibes con materiales que sean insolubles en el agua.

4.ª Airear el agua por medios mecánicos, bien sea haciendo atravesar por ella corrientes de aire seco y puro, ó bien aspirarla por medio de bombas y dejarla caer desde cierta altura sobre cascadas de cuarzo, recogiéndola despues en los respectivos depósitos.

Las aguas de manantiales, fuentes, arroyos y rios, son ya menos puras que las aguas de lluvia; pero en circunstancias dadas, mejores que ella para bebida: todas proceden, en general, del mismo orígen, es decir, del agua llovida, y esta á su vez, de las nubes formadas por la evaporacion del depósito universal, que son los mares. Y para darnos una idea clara de la manera como se forma este círculo admirable de sencillez y sabiduría, podemos suponer que los mares son un inmenso vaso de infinita superficie, en donde se volatiliza continuamente el agua, produciendo las masas vaporosas denominadas nubes, que rotas en lluvia forman venas y arterias (arroyos, fuentes y rios), que vuelven otra vez al corazon de donde partieran, dando el alimento, la salud y la vida al mundo organizado y llevando tambien en su seno restos nocivos de la vida terrestre, y sales con que alimentar y nutrir á su vez á los seres que habitan los inmensos mares.

La misma evaporacion espontánea de los mares es ya un fenómeno asombroso, porque con la mayor facilidad y sencillez hace la naturaleza una especie de destilacion que hasta ahora no le ha sido posible imitar al genio del hombre; esta misma facilidad de evaporacion ha permitido las innumerables

lluvias que tanto han modificado las condiciones de ciertos puntos del globo; pues sabido es por todas las personas cultas, la notable influencia que ha ejercido el agua y está ejerciendo todavía á nuestra vista, respecto de las referidas condiciones, tanto bajo el sentido de la naturaleza del terreno, como bajo el punto de vista climatológico. Esta sola importancia del agua nos daría ya satisfaccion cumplida del por qué de su inmensa abundancia en el globo; pues en efecto, nadie ignora que casi las tres cuartas partes de su superficie están ocupadas por los mares, cuya profundidad es en algunos sitios tan considerable, que ha sido imposible hasta el dia hallar el fondo de ellos con la sonda marítima: además, la tierra encierra en su seno inmensos depósitos de agua detenidos ó animados de movimientos más ó menos rápidos, que constituyen verdaderos rios y lagos subterráneos; y que en varios paises de Europa, en donde la ciencia y los gobiernos marchan dignamente asociados para sacar á luz y metamorfosear la riqueza oculta en la tierra, son sorprendidos por el génio y la constancia que guian la lanceta del hábil ingeniero, que abriendo la potente vena, hace que brote con ímpetu colosal, y bajo el nombre de pozo artesiano, el líquido fecundante que ha de dar alimento y salud á la agostada comarca.

Respecto á la naturaleza de las aguas de manantiales, fuentes, arroyos y rios, solo podremos decir que sus propiedades guardarán, por regla general, relacion directa con el aire que lleven en disolucion y la naturaleza y cantidad de sales disueltas en las mismas, como consecuencia de las circunstancias que presiden á su curso y con arreglo á la composicion química, y por consiguiente á la solubilidad de los terrenos que recorran en su tránsito.

Sabiendo la necesidad de que haya aire en el agua, para que sea digestible, así como cierta proporcion de cal para formar con los fosfatos ácidos de los alimentos, la base de la nutricion ósea, claro esta que en igualdad de circunstancias, será mejor agua aquella que llene por la análisis ambas condiciones; es decir, dando bajo el mismo volúmen de líquido el máximum de volúmen de aire mencionado y con la dósis de oxígeno indicada (32 á 33 por ciento), á la vez que con los reactivos descritos al hablar del agua destilada marque pequeñas

cantidades de carbonato y sulfato de cal. Las diferencias tan notables que se observan en la composicion del agua usada como bebida habitual, en ciertos paises, respecto de la que aqui indicamos como tipo, (el sabor, la opinion que acerca de ella se tenga en la localidad y la estadística médica contribuyen, tambien mucho, á justificar los análisis en cuestion), es causa de varias enfermedades especiales, como á cada momento están manifestando las observaciones de los médicos de partido.

Las aguas selenitosas y calcáreas, pero potables todavía en ciertas poblaciones, son aquellas que contienen en disolucion sulfato cálcico (yeso), y carbonato ó cloruro de la misma base en dósis más altas que el agua potable de primera calidad; pero en menor proporcion que otras de pozo ó noria, impropias ya de todo punto para bebida habitual.

Segundo grupo.—*Aguas sápidas.* El sabor de las aguas incluidas en este grupo es en extremo variable; así que puede ser salado ácido, sulfhídrico, ó á huevos podridos, amargo, alcalino, estíptico, etc., segun el principio dominante en ellas.

Clase 1.ª—*Aguas no potables.* Aquí están comprendidas, de una manera general, todas las que ofrezcan caractères completamente opuestos, á los consignados al hablar de las aguas potables, á saber: que no cuezan bien las legumbres, sean indigestas, pesadas ó purgantes, y no disuelvan el jabon (le corten), y por último, dejen mayor resíduo sobre una lámina de platino, en cuyo caso precipitarán más ó ménos abundantemente al ser ensayadas por los siguientes reactivos.

El agua de barita, manifestará la presencia del ácido carbónico.

El cloruro bárico, la del sulfúrico.

El nitrato argéntico, la del cloro ó ácido hidroclórico.

El oxalato amónico, la de la cal.

El sulfhídrato de amoniaco, la de los metales propiamente dichos.

El permanganato potásico, la de las sustancias de orígen orgánico.

Con la tintura acuosa de ematoxilina, adquieren coloracion rojo-vinosa.

Las aguas no potables, pueden deber esta cualidad á contener en disolucion una dósis escesiva de los principios salinos,

por ejemplo, sulfato y carbonato de cal; en cuyo caso es posible mejorarlas de una manera notable, hasta el punto de hacerlas mucho más sanas y propias, por lo tanto, para bebida habitual: en efecto, supongamos que posean esceso de sulfato cálcico ó yeso; en este caso, no habrá más que tratarlas con carbonato sódico, en cantidad proporcional al sulfato contenido en ellas, lo cual sabremos mediante la correspondiente y prévia análisis del agua. Puestas en contacto ambas sales, hay una doble descomposicion, por realizarse uno de los hechos generales sobre que se apoya la ley de Bertollet (la insolubilidad mayor del cuerpo resultante); formándose en definitiva carbonato cálcico insoluble y sulfato sódico muy soluble, de este modo:

$$\underbrace{CaO,SO^3}_{\text{Sulfato cálcico}} + \underbrace{NaO,CO^2}_{\text{carbonato sód.}} = \underbrace{CaO,CO^2}_{\text{carbonato cálcico}} + \underbrace{NaO.SO^3}_{\text{Sulfato sód.}}$$

Decantada esta agua, ó bien dejando aposar el depósito calizo, puede utilizarse ya el líquido, ora sea como bebida (adviértase que el sulfato sódido es purgante), ó bien para ciertas industrias, ó bien en fin para alimentar las máquinas de vapor, inutilizadas muchas veces por los depósitos calizos y magnesianos que se forman á causa de la evaporacion constante del agua en el interior de dichas calderas. Los cálculos que ciertos individuos arrojan por el conducto de la orina, suelen tener, en algunos casos, análogo origen que el de los depósitos en las calderas de vapor.

Cuando las aguas contienen bicarbonato de cal, se enturbian y forman precipitado, aun á la temperatura ordinaria, pero mucho más abundante por la ebullicion; fundados en este hecho, podemos purificarlas, para lo que bastará hervirlas y mejor aun añadir lechada de cal cáustica y reciente, que absorbiendo el ácido carbónico que mantiene en disolucion al carbonato néutro, constituyendo bicarbonato, formará en presencia de la cal, carbonato cálcico néutro insoluble, v. gr.

$$\underbrace{(CaO,CO^2 + CO^2)}_{\text{Bicarbonato de cal.}} + \underbrace{CaO}_{\text{Cal}} = \underbrace{2CaO,CO^2}_{\text{Carbonato cálcico néutro.}}$$

Por último, las aguas corrompidas, pueden hacerse potables, dejándolas por espacio de cuarenta y ocho horas en contacto de algunos kilógramos de carbon animal, procurando aquí, más que en ninguno de los casos citados, airear completamente el agua, sin cuyo requisito dejaria de ser potable. Tambien pueden clarificarse ciertas aguas turbias, por medio de filtros, constituidos unas veces por piedras porosas (calizas), por arena fina, limpia y bien lavada, por filtros de carbon, y en fin, por filtros de esponja préviamente purificada.

La disolucion de jabon puede servir para modificar la composicion de las aguas selenitosas, y las de á base de carbonato cálcico.

Clase 2.ª *Agua de los mares.* Ya hemos dicho que las tres cuartas partes, próximamente, de la superficie del globo estaban ocupadas por los mares, cuya profundidad en algunos puntos de ellos no habia podido aun ser determinada por la sonda náutica; pues bien, veamos de caracterizarlos ahora de una manera general.

La temperatura de las aguas del Océano, llegan en su superficie á la temperatura de 26 á 27°, en las regiones ecuatoriales; pero á 3.000 ó á 4.000 metros de profundidad, tienen una temperatura próximamente de + 2°: á medida que se está más inmediato de uno ú otro polo, esta temperatura disminuye con bastante regularidad, no obstante los movimientos de los mares y las numerosas corrientes y contracorrientes que impelen las aguas del Ecuador á los Polos, y recíprocamente.

La densidad del agua del mar ofrece variaciones bastante sensibles: la del mar Mediterráneo es la más considerable, supuesto que es igual á 1,0293. La del mar Glacial es la más débil = 1,0005: los otros mares presentan términos medios entre ambas densidades.

Evaporados pesos iguales de agua, de los diferentes mares, producen diversas cantidades de resíduos que varían entre 0,032 y 0,036 del peso del agua: la del Mediterráneo abandona por la evaporacion un resíduo igual á 0,371; y por lo tanto, es el mar más rico en sustancias sólidas, (escepto el mar Muerto).

La mayor parte del agua pura, sustraida cada dia al Océano

por la evaporacion, no vuelve á él sino despues de haber atravesado muchas leguas de terreno y de arrastrar todas las sustancias que ha podido disolver en su tránsito; por lo tanto, se concibe que la proporcion de estas materias sólidas debe ir aumentando, al cabo de cierto tiempo, en el agua del mar: la mayor parte de las sales de cal contenidas en dicha agua, es asimilada por los moluscos y zoófitos ó por los vejetales submarinos.

Suponiendo que la profundidad media del mar sea de 12,000 pies, resulta que debe contener cerca de 2 *billones y medio de millas cúbicas de agua* (la milla viene á representar próximamente un cuarto de legua); y si el Océano se secara, deberian verter sus aguas durante 40.000 años todos los rios de la tierra para llenarle de nuevo.

La fuerza de la masa total de agua corriente de Europa (rios, torrentes, arroyos, etc.), corresponde próximamente á 300 millones de caballos, y sin embargo, toda esta fuerza no constituye aun $^1/_{800}$ de la fuerza que ha elevado á dicha agua, bajo la forma de vapor, á las nubes: la cantidad de calor necesaria para trasformar esta agua en vapor, es igual á un tercio del total de calor que el sol envia á la tierra. Durante un solo año, fundiria dicha cantidad de calórico una capa de hielo de 32 pies de espesor y que rodeara al globo, mientras que todo el combustible consumido en un año, por ejemplo, en Francia, no bastaria para fundir una capa de hielo de una linea de espesor: segun los cálculos más verídicos, puede representarse la cantidad de calor que transforma anualmente en vapor el agua en la superficie de la tierra, por una fuerza de 16 billones de caballos. Un kilómetro cuadrado, de la superficie del mar, produce cada 24 horas, *un millon de litros, ó mil metros cúbicos de agua dulce.*

Despues de los mares, siguen en importancia los rios Misisipi y el de las Amazonas supuesto que ellos dos envian tanta agua al mar como todos los rios juntos de Europa: ya que hemos hablado de fuerza motriz, con motivo de la vaporizacion del agua de mar, bueno es que consignemos en este sitio, que segun los cálculos de los ingenieros Blackwel y Allen, relativos á las caidas del Niágara, resulta que los veintidos millones y medio de pies cúbicos de agua que se precipitan

por minuto, desde una altura media de 160 pies, representan, deduccion hecha de la tercera parte de fuerza perdida con arreglo á los principios que la física nos enseña en este punto, una fuerza motriz equivalente á cuatro y medio millones de caballos; por manera, que comparadas estas cifras con las que nos presenta la historia de la manufactura é industria moderna, en la nacion más adelantada, á saber, Inglaterra, resulta que el total de su fuerza mecánica se aproxima á medio millon de caballos; por consiguiente, solo el Niágara representa una fuerza ocho veces mayor que toda la industria inglesa.

Por lo demás, ha debido ser modificado desde los más remotos tiempos el calor de la tierra, por la accion del sol, supuesto que segun los cálculos de Aragó desde 3.000 años acá, la temperatura de la tierra solo ha variado en un décimo de grado: en efecto; segun dicho célebre sabio, sucede que por una parte, la vid no madura cuando la temperatura media del año pasa de 20°; mientras que el dátil no madura á su vez bajo una temperatura media inferior á + 20°. Pues bien, estas condiciones se hallan en Palestina, en donde los habitantes tienen la viña al lado de la esbelta palmera, lo cual no sucederia si hubiera habido desequilibro entre la temperatura del sol y la de la tierra.

La sal comun constituye, por si sola, las tres cuartas partes del peso del residuo procedente de la evaporacion del agua del mar; la relacion de las cantidades de sal en los diferentes mares, es la siguiente: 1.ª el mar Muerto; 2.ª el mar Mediterráneo; 3.ª el mar Océano: la proporcion de las demás sustancias salinas que se hallan en los mares, es la que se verá en el cuadro que á continuacion insertamos:

ANALISIS DEL AGUA DE LOS DIFERENTES MARES: CANTIDAD DE AGUA EN PESO Á QUE SE REFIEREN=1.000 PARTES.

	Mar del Norte.	Mar de la Mancha.	Océano Atlántico.	Mediterraneo.	Mar Negro.	Mar de Azow.	Mar Caspio.
Cloruro sódico. . . ,	23,58	27,05	25,18	29,42	14,01	9,65	3,67
— potásico. . .	1,01	0,76	«	0,50	0,18	0,12	0,07
— magnésico.	2,77	3,66	2,94	3,21	1,30	0,88	0,63
Sulfato magnésico. .	1,99	2,29	1,75	2,47	1,47	0,76	1,23
— cálcico. . . .	1,11	1,40	1,00	1,35	1,10	1,28	1,49
— sódico. . . .	«	«	0,27	«	»	»	«
Bicarbonato calc. . .	«	0,03	«	0,11	0,36	0,02	0,07
— magnésico.	«	«	«	«	0,20	0,12	0,01
Brom. y yoduro id. .	«	0,02	«	0,35	0,005	0,003	indicios,
	30,46	35,21	31,14	37,61	28,625	12,833	7,17

Mar Muerto. Las aguas del mar Muerto, tienen una limpidez notable; pero se hallan tan cargadas de sales, que ningun animal puede vivir en ellas: poseen muchas sales de magnesia que la comunican un sabor amargo insoportable. Damos á continuacion los resultados de los análisis hechos sobre 1000 partes de esta agua tomada el mes de abril de 1850, á dos leguas próximamente de la embocadura del Jordan. La densidad de dicha agua, es igual á 1.099; y por lo tanto, casi puede flotar en ella el cuerpo humano.

Hé aquí su composicion.

Cloruro sódico.	110,05	(Es el mar que mas sal tiene.
— potásico.	1,66	
— magnésico.	16,96	
— cálcico.	6,80	

Sulfatos. .	magnésico. / sódico. . . / cálcico. . . } anhidros. . .	2,33
Carbonatos térreos.		9,53
Silice y materia orgánica.		2,00
Bromuro, nitratos y óxido de hierro.		indicios.
		149,31

En la actualidad se ha conseguido ya obtener, mediante la destilacion del agua del mar, agua bastante buena para bebida habitual durante las largas navegaciones: el aparato últimamente propuesto por Normandy, nada deja que desear bajo este punto de vista, supuesto que antes de condensarse el vapor de agua, se satura de aire por la circulacion contínua de este en el interior del aparato. El gasto de combustible es insignificante, pues sirve el mismo que se consume en la cocina de abordo. Por cada 1.000 litros de agua destilada y muy saturada de aire puro, debe añadirse 1 litro de agua que tenga en disolucion concentrada carbonato cálcico disuelto, á espensas de un esceso de ácido carbónico, á fin de que dicha cal contribuya, con la de los alimentos, á neutralizar los fosfatos ácidos de las carnes y pescados y pueda servir para la nutricion del sistema óseo, segun ya hemos mencionado al hablar de las condiciones que debe reunir el agua potable, tipo, para las necesidades del bombre.

Clase 3.ª *Aguas minerales: generalidades acerca de las aguas minerales.* Las dividiremos en cinco grupos, conforme á la naturaleza de los terrenos que las originan, á saber:

1.° *Aguas minerales de terrenos primitivos.* Estas aguas, que por lo regular son termales, contienen ácido carbónico, sulfhidrico, sílice, sulfuros alcalinos, sales de sosa (particularmente carbonatos), pocas sales de cal y de hierro.

2.° *Aguas minerales de terrenos sedimentarios inferiores.* La composicion de estas aguas, se aproxima á la de las precedentes, pero su temperatura es menos elevada: abundan en ellas las sales de sosa, pero pocas veces figuran los carbonatos ni la sílice; en cambio contienen casi siempre sulfato de cal.

3.° *Aguas minerales de terrenos sedimentarios superiores.* Estas aguas son frias y contienen un poco de ácido carbónico: las sales que dominan en ellas son, los sulfatos de cal, de magnesia, de hierro y los carbonatos de cal y de hierro.

4.° *Aguas minerales de los terrenos de transicion.* Se hallan reunidas en estas aguas las sustancias que contienen las aguas de los tres grupos precedentes, es decir, los ácidos carbónico y sulfhídrico, así como tambien las demás sales citadas.

5.° *Aguas minerales de los terrenos traquíticos antiguos y volcánicos.* La composicion de estas aguas, se aproxima mucho á la de los terrenos primitivos.

La cuestion relativa á la formacion de las aguas minerales es muy oscura: sin embargo, se sabe con la mayor certeza, que además de la accion disolvente que el agua ejerce sobre ciertos minerales, como la sal gemma, el yeso, etc., puede descomponer tambien lentamente ciertas rocas graníticas y disolver la potasa, la sílice, etc., etc.

Siguiendo el método que nos hemos propuesto, en el estudio elemental de las aguas minerales, subdivideremos los cinco grupos precedentes en cuatro clases, con arreglo al principio mineralizador dominante en ellas.

1.ª *Aguas gaseosas.* Se designan bajo este nombre, las aguas que contienen ácido carbónico en disolucion: cuando llegan al contacto del aire, una gran parte del gas disuelto se desprende bajo la forma de numerosas burbujas. Estas aguas poseen un sabor acídulo, enrojecen el tornasol y contienen diversas sales en proporciones bastante débiles: las aguas gaseosas pueden ser frias ó termales.

2.ª *Aguas salinas.* Se comprenden bajo este nombre las aguas que contienen gran cantidad de diferentes sales, á las que deben sus propiedades medicinales, segun la naturaleza de las mismas; gran número de estas aguas son á la vez gaseosas y en fin, las hay frias y termales.

3.ª *Aguas ferruginosas.* Las aguas de esta especie, tienen un sabor estíptico que recuerda el de la tinta: pasado cierto tiempo, producen una coloracion azul en la disolucion del ferrocianuro potásico, dandola en el acto, de azul de Prusia intenso, en presencia del ferricianuro potásico ó sal de Gmelin. Las

aguas ferruginosas abandonadas á sí mismas, al contacto del aire, dejan precipitar copos de óxido férrico hidratado, de color más ó menos ocráceo: por lo regular, el hierro existe al estado de carbonato ferroso disuelto á beneficio de un exceso de ácido carbónico; pero otras veces, está unido á los ácidos crénico y apocrénico. Casi todas son frias.

4.ª *Aguas sulfhidricas.* Las aguas de esta clase, precipitan en negro por el acetato plúmbico y forman sobre los objetos limpios de plata, manchas negras ú oscuras (sulfuro argéntico) y en fin, poseen un olor más ó menos parecido al de huevos podridos: estas propiedades características son debidas á la presencia del ácido sulfhídrico ó de los sulfuros solubles, en particular el de sódio, descompuestos por el ácido silícico, carbónico, y algunos más de origen orgánico, contenido en disolucion en dichos líquidos. Las aguas sulfhidricas proceden con suma frecuencia de los terrenos primitivos y son casi siempre termales: tienen en disolucion una materia nitrogenada particular, denominada *baregina ó glairina*, que se deposita de las aguas por la ebullicion.

Hidrotimetría, *ó sea nuevo método normal para determinar las proporciones de las sustancias contenidas en las aguas naturales, asi potables como no potables.*

Este método, ideado por los señores Boutron y Boudet, se funda en las observaciones del Dr. Clarke, sobre el empleo de la tintura alcohólica de jabon para distinguir la calidad de una agua dada: la reaccion capital del procedimiento que nos ocupa, reposa sobre la propiedad tan conocida, que tiene el jabon, de formar espuma con el agua dulce y pura, y de cortarse, sin producir dicho fenómeno en las aguas que contengan sales térreas, en especial las de cal y magnesia, hasta que precipitadas las citadas bases en el estado de sales, con los ácidos grasos del jabon, puede ya este producir la referida espuma en el agua resultante, supuesto que se halla purificada de dichas sales térreas.

La cantidad de jabon necesaria, para producir la espuma, es de 1 decígramo por litro de agua pura: en vista de esto, se ha preparado el líquido normal de manera que cada grado represente 0gr.,1 de jabon neutralizable por 1 litro de agua

pura sometida al ensayo. Por consiguiente los volúmenes de la disolucion normal que escedan de esta cantidad, en el reconocimiento de una agua cualquiera, para formar la espuma característica, guardarán relacion ponderal con las sales térreas contenidas en el agua analizada; ó lo que es lo mismo, el grado hidrotimétrico de una agua cualquiera, indicará inmediatamente la proporcion de jabon que neutraliza por litro, y por lo tanto su grado de pureza.

Los demás detalles del método, tanto en lo que hace relacion á los utensilios, como á la ejecucion práctica ú operatoria, están ya fuera de nuestro propósito; únicamente diremos, para terminar, que se sigue respecto de uno y otro extremo del procedimiento, una marcha semejante á todas las análisis volumétricas, segun veremos al hablar de la alcalimetría, clorometría, etc., etc.

Importancia y aplicaciones del agua. No insistiremos mucho en esta última parte de la presente leccion, porque juzgamos que hay pocas personas que desconozcan la importancia y aplicaciones del agua, cuyo líquido constituye la mayor parte del volúmen y peso de nuestro cuerpo (1). En efecto, sin el agua es de todo punto imposible la vida animal, ni vejetal. La bondad é infinita sabiduría de Dios, ha dotado al mundo de agua, encadenando su admirable círculo perpétuo del mar á la tierra y de la tierra al mar, dando con pasmosa prevision en este movimiento perpétuo, los alimentos, la alegría y la salud al hombre. Así que, basta la admirable sencillez, á la par que la divina perfeccion, que del estudio de este inimitable círculo descuellan, para despertar en la inteligencia más preocupada y en el corazon más insensible un profundo y dulce sentimiento de gratitud y de amor al Ser Supremo.

Respecto á las aplicaciones del agua, son infinitas, ora sea destilada para usos químicos, industriales y médicos, ó bien como verdadero agente terapéutico, en forma de hielo, baños, y en fin, segun las reglas del sistema hidroterápico, que tantos beneficios ha proporcionado y proporcionará siempre á la humanidad en determinadas circunstancias: además, el agua constituye un objeto industrial considerable, pues es

(1) Un hombre que p. ej. pese muerto 5 arrobas, queda reducido por la desecacion á 30 libras; y lo mismo sucede proporcionalmente con los vejetales.

muy activo el comercio de hielo entre los Estados-Unidos y muchos paises de Europa. Solo el comercio de Boston envia anualmente á Lóndres 20.000 toneladas de hielo; en 1858 se han exportado de los Estados-Unidos para América y Europa sobre 150.000 toneladas de hielo fletadas en 400 buques.

Quizá llegue un dia en que los adelantos de la química permitan preparar hielo á bajísimo precio, para poder vender el agua á los labradores, como hoy les vende el comercio el nitrógeno, el carbono, el hierro y sobre todo el fósforo (para nutrir nuestros huesos por el intermedio de los cereales) bajo la forma de abonos artificiales (1).

El agua es, finalmente, un agente de fuerza universal destinado á sustituir la fuerza muscular humana y tambien la de los animales.

Como aplicaciones médicas podemos citar las siguientes: en general se la considera como refrigerante, emoliente y diluyente; se emplea tambien en el tratamiento de las heridas en forma de chorro, ó de baño local, se aplica en la curacion de contusiones, torceduras de pie, fracturas etc. En baños mas ó menos prolongados y tibios se recomienda para los casos en que la piel está ardorosa y seca, así como tambien se usa en algunos casos de erisipela: muy fria ha alcanzado buen éxito en las hemorragias pasivas. El hielo, hecho pedazos y contenido en una vejiga se aplica á menudo sobre la region precordial en casos de violentas palpitaciones y en la cabeza en los casos de inflamacion cerebral; tambien se toma interiormente el hielo ó bebidas heladas, á cortas dósis, especialmente en los vómitos nerviosos, expasmos del diafragma, é hipos convulsivos: por último, en todas las enfermedades del aparato respiratorio es conveniente, sobre todo en el rigor del invierno, el uso del agua en vapor muy caliente y aromatizada (vaho procedente del cocimiento de espliego, tomillo y cantueso). Como tratamiento especial (hidropatia) constituye un precioso sistema que ha dado y dará, prudentemente aplicado, excelentes resultados.

---

(1) Mucho puede contribuir al logro de este deseo, el aparato de Mr. Carré mediante el que se fabrica el hielo con la mayor rapidez y baratura, volatilizando y condensando alternativamente el amoniaco líquido (disolucion del gas en el agua).

RESUMEN.

1. El agua se presenta en la naturaleza bajo tres diversos estados, á saber; sólida, líquida y gaseosa: en cada una de estas formas físicas, ofrece propiedades diversas. En la primera, aumenta mucho de volúmen y en vez de ser más densa, es más ligera; así se esplica el por qué el hielo flota sobre el agua líquida y los desastres que la fuerza espansiva del agua en el acto de la congelacion produce sobre los edificios, vejetales, cañerías, etc. El agua líquida ofrece su estado máximo de densidad y mínimo de volúmen á $+4,1$ grados: disuelve varios gases y por consiguiente al aire, y en fin se evapora sin cesar, más ó menos intensamente, segun la temperatura, presion, superficie, estado del aire, etc. La temperatura del hielo fundente, es constante y se considera por lo general como el cero de la escala termométrica.

2. Al pasar el agua líquida á vapor, por la ebullicion, su volúmen aumenta 1,698 veces lo cual explica su empleo como fuerza motriz. La ebullicion del agua tiene lugar á diversas temperaturas, segun las presiones y superficies: en la cima de las montañas elevadas, puede hervir el agua á 82° mientras que al nivel del mar donde la presion es mayor (= 0,760 milím.) y refiriéndonos en uno y otro caso al termómetro centígrado, hierve á 100°.

3. El agua puede adquirir un cuarto estado físico, denominado esferoidal, sometiéndola á una temperatura próxima á 400°: en semejante condicion física, el agua tiene una temperatura que no excede de 96,5, refleja la mayor parte del calor que recibe, y apenas tiene tension alguna. Si en tal estado desciende bruscamente la temperatura, el agua toma con la mayor violencia la forma de vapor, desarrollando la intensa fuerza espansiva que le caracteriza en tal modificacion molecular, en cuyo caso son muy posibles las explosiones de las máquinas de vapor. El estudio del estado esferoidal, ha explicado y permitido repetir los espectáculos públicos de los hombres incombustibles.

4. La evaporacion constante del agua del mar, rios, lagos, etc., es el orígen inmediato y general de la produccion de las nubes, nieblas, lluvias, rocío y escarcha: en el granizo y piedra intervienen además acciones eléctricas.

5. Las aguas pueden dividirse con arreglo á su calidad y uso en insípidas y sápidas: las primeras se subdividen en puras ó destiladas y en potables de 1.ª y 2.ª clase. Las segundas pueden clasificarse á su vez en no potables, de los mares, y en aguas minerales: el agua destilada, químicamente pura, no ha de dejar resíduo alguno salino mediante la vaporizacion de una corta dósis de ella sobre una lámina de platino; no ha de contener aire ni ácido carbónico, ni en fin, perder su diafanidad y trasparencia al contacto de los reactivos siguientes: agua de barita, cloruro bárico, nitrato argéntico, oxalato amónico, sulfhídrato de la misma base y cloruro áurico. Las aguas potables, de primera clase, han de ser ligeras, de sabor dulce, contener el aire en la proporcion de 30 centímetros cúbicos por litro, cuyo aire ha de suministrar 32 á 33 por 100 de oxígeno; deben poseer además muy pequeña cantidad de carbonato, ó sulfato cálcico, y en fin, ser propias para cocer las legumbres y disolver los jabones ordinarios. Las aguas potables de segunda clase, son las que careciendo de las principales propiedades asignadas á las anteriores, pueden todavia servir para bebida habitual y usos más comunes de la vida.

6. Las aguas no potables pueden mejorarse muchísimo por uno de los siguientes medios, ó por todos á la vez, segun las condiciones particulares que en ellas concurran: 1.° aireándolas por medios mecánicos; 2.° tratándolas por carbonato sódico ó por una lechada reciente de cal; 3.° filtrándolas por carbon limpio y puro ó bien por arena fina, piedras porosas ó esponja limpia y fina: el agua del mar sirve tambien para bebida cuando ha sido destilada por el sistema llamado de Normandy, luego aireada y por último se le ha añadido la cantidad proporcional de sales de cal, para que esta contribuya, con la de los alimentos, á la nutricion del sistema óseo del hombre. Gran número de enfermedades reconocen como principal orígen la composicion de las diferentes aguas muy distinta, en la mayor parte de las localidades, de la que corres-

ponde al agua tipo y por lo tanto, impropia á las necesidades de la vida: á juzgar por lo que la ciencia nos enseña, es error manifiesto beber constantemente y en todas las edades de la vida la misma clase de agua; en realidad, debieran clasificarse con arreglo á su composicion, alternando en el uso de ellas segun la época de desarrollo del individuo, su estado sano ó enfermo, etc.

7. Mediante una disolucion alcohólica de jabon, puede conocerse inmediatamente la calidad de una agua dada: en efecto, si á la adicion de unas cuantas gotas de tintura, sobre una copa de agua, esta no se enturbia, y forma espuma abundante y diáfana, el agua, es por lo general buena y potable: pero si por el contrario, tratada de la manera dicha, se pone muy lechosa y no aparece la espuma, podemos considerarla como no potable y por consiguiente, impropia para bebida habitual. Hay un método analítico aplicable á las aguas potables, que está fundado en estos hechos y se conoce con el nombre de *hidrotimetria*.

8. Las aguas minerales naturales, deben sus propiedades á los principios que tienen en disolucion, procedentes de los terrenos que recorren en su tránsito: se dividen en cuatro clases, á saber: 1.ª *aguas gaseosas* (por lo general poseen exceso de ácido carbónico); 2.ª *aguas salinas;* 3.ª *aguas ferruginosas;* 4.ª *aguas sulfhidricas* (poseen tambien generalmente hidrógeno sulfurado, en disolucion ó libre).

9. El agua es uno de los cuerpos más importantes para el reino animal y vejetal: agua y aire condensados y amasados con un poco de tierra, hé aquí la fórmula última y verdadera de la frágil máquina humana. Un cadáver reciente, cuyo peso sea por ejemplo, de 5 arrobas, queda reducido á 30 libras despues de sometido á una entendida desecacion.

10. El agua tiene numerosas é importantísimas aplicaciones, asi á la medicina como á la industria y artes.

11. En medicina se la considera como refrigerante, emoliente y diluyente; se emplea tambien en el tratamiento de las heridas: en forma de baños se usa para la curacion de contusiones, fracturas etc.; así como muy fria en las hemorragias pasivas etc. Bajo el estado de hielo, para las palpitaciones de corazon é inflamaciones cerebrales; por último en las enferme-

dades del aparato respiratorio es conveniente el uso del agua en vapor más ó menos caliente y aromatizada segun las circunstancias. Como tratamiento especial, la hidropatia ha dado muy buenos resultados como tónica y depurativa.

12. Deben preferirse las cañerias de hierro ó de cal hidráulica insoluble, á las de plomo, para la conduccion del agua á las poblaciones, fuentes etc., porque aunque disuelvan óxido férrico ó un poco de cal esto no es nocivo para la salud, antes por el contrario; mientras que es perjudicial en alto grado la menor porcion de una sal de plomo disuelta en el agua.

LECCION OCTAVA.

AGUA OXIGENADA; su sinonimia, fórmula y equivalente.—Su historia, obtencion, composicion y propiedades.—Accion catalítica ó de contacto del agua oxigenada. Usos del agua oxigenada.—**NITRÓGENO**; razones para adoptar esta denominacion en vez de la de ázoe; fórmula y equivalente del nitrógeno.—Su historia y obtencion por siete métodos, á saber: del aire por medio del fósforo; por la accion del cloro sobre el amoniaco; del aire y del cobre humedecido con ácido sulfúrico, del aire y el cobre enrojecido; del aire y cloruro cuproso-amoniacal; del aire y el ácido pyrogállico en presencia de los álcalis, y en fin, del nitrito potásico y sal amoniaco.—Teoria, fórmulas y juicio critico de estos diferentes procedimientos.—Propiedades fisicas y químicas del nitrógeno.—Importancia y aplicaciones más importantes del nitrógeno. —Nitrógeno alotrópico.—Resúmen.

Agua oxigenada.

Sinonimia: deutóxido de hidrógeno; bióxido hídrico; sobreóxido hídrico; agua oxigenada. Este interesante cuerpo fué descubierto por Thénard en 1818; su símbolo es HO^2 y su equivalente = 17.

Obtencion. El agua oxigenada se prepara introduciendo en un vaso de vidrio, propio para recoger los precipitados y rodeado de hielo, 200 centímetros cúbicos de agua destilada, á la que se añade la cantidad de ácido clorhídrico puro y fumante necesaria para disolver próximamente 15 gramos de sobreóxido bárico. A este fin, se pulveriza muy finamente en un almirez de ágata (puede servir uno de vidrio resistente) de 10 á 12 gramos de sobreóxido bárico, y haciendo con él, y á favor de un poco de agua, una lechada clara, se vá vertiéndo esta poco á poco en el líquido ácido, con lo que se produce cloruro bárico y agua oxigenada, en esta forma:

$$\underbrace{BaO^2}_{\text{Sobreóxido bárico.}} + \underbrace{HCl}_{\text{Acido clórhídrico.}} = \underbrace{BaCl}_{\text{Cloruro bárico.}} + \underbrace{HO^2}_{\text{Agua oxigenada.}}$$

Pero á medida que vá aumentando la cantidad de agua oxigenada, por la reaccion dicha, crece tambien proporcionalmente la dósis de cloruro bárico, que aun cuando cristaliza en parte, embaraza el producto, por lo que es conveniente verter poco á poco ácido sulfúrico en el líquido, hasta que no se forme más precipitado de sulfato bárico, que es lo que se origina, á la vez que nueva porcion de ácido hidroclórico capáz de regenerar más agua oxigenada, á la adicion de mayor porcion de sobreóxido bárico, segun manifiesta la siguiente fórmula:

$$\underbrace{BaCl}_{\text{Cloruro bárico.}} + \underbrace{SO^3,HO}_{\text{Acido sulfúrico.}} = \underbrace{BaO,SO^3}_{\text{Sulfato bárico.}} + \underbrace{HCl}_{\text{Acido hidroclórico}} \left.\right\} + \left\{ \underbrace{BaO^2}_{\text{Nueva porcion de sobreóxido bárico.}} = \underbrace{BaCl}_{\text{Cloruro bárico.}} + \underbrace{HO^2}_{\text{Agua oxigenada.}} \right.$$

Para finalizar la operacion, se añade al líquido la cantidad estrictamente necesaria de sulfato argéntico, que pueda eliminar todo el ácido hidroclórico bajo la forma de cloruro argéntico insoluble; por manera, que solo queda en definitiva una corta porcion de ácido sulfúrico, del sulfato argéntico empleado, v. gr.

$$\underbrace{HCl}_{\text{Acido hidroclórico.}} + \underbrace{AgO,SO^3}_{\text{Sulfato argéntico.}} = \underbrace{AgCl}_{\text{Cloruro argéntico}} + \underbrace{SO^3,HO}_{\text{Acido sulfúrico.}}$$

Por último, vertiendo gota á gota agua de barita en dicho líquido, queda separado el ácido sulfúrico, supuesto que se producirá sulfato bárico.

Hay otro método para obtener el agua oxigenada, que consiste en tratar el mismo sobreóxido de bario, por el ácido hidrofluórico: se forma fluoruro de bario y agua oxigenada.

Añadiendo éter á la disolucion del agua oxigenada, obtenida por estos métodos, puede conseguirse aislar, en tintura etérea, la mayor cantidad de dicho cuerpo, quedando como

insolubles las demás sales resultantes de las reacciones químicas que acabamos de estudiar.

Ultimamente ha demostrado Schœnbein que el agua oxigenada, es agua ozonizada, siendo debidas al ozono en este compuesto todas las propiedades que se han observado en él hasta ahora.

Dicho autor aconseja como el medio mejor para preparar este cuerpo, tratar el sobreóxido de bario en polvo, por agua pura adicionada de la tercera parte de su volúmen de ácido hidroclórico, hecho esto, triturar bien la mezcla y añadir éter sulfúrico. En la tintura etérea, que se elimina del resto, mediante un embudo de llave, está la casi totalidad del agua ozonizada que puede utilizarse en medicina, vertiendo sobre azucarillos dicha tintura. Volatilizado el éter, posee el esponjado las propiedades oxidantes características del ozono.

Propiedades físicas del agua oxigenada. Este cuerpo se presenta á la presion y temperatura ordinaria, bajo la forma de un líquido incoloro é inodoro, de consistencia de jarabe, y cuya densidad es = 1,452: su sabor es estíptico y metálico, destruye los colores vejetales, ataca la epidermis, emblanquece la lengua produciendo una sensacion, en cierto modo vexicante, y en fin, espesa la saliva. No se conjela á — 30°; la tension de su vapor es menor que la del agua normal y no puede conservarse sino á una temperatura inferior á 0° (disuelta en el éter se conserva muy bien hasta más 35°): su descomposicion comienza á 20°, siendo instantánea y con explosion á 100°.

Propiedades químicas del agua oxigenada. La accion de los cuerpos sobre el agua oxigenada, ó es nula, ó presenta una de las tres séries de fenómenos siguientes:

1.ª Descomposicion pura y simple del agua oxigenada; ejemplos: platino, oro, plata, carbon, sobreóxido de manganeso, fibrina, etc.

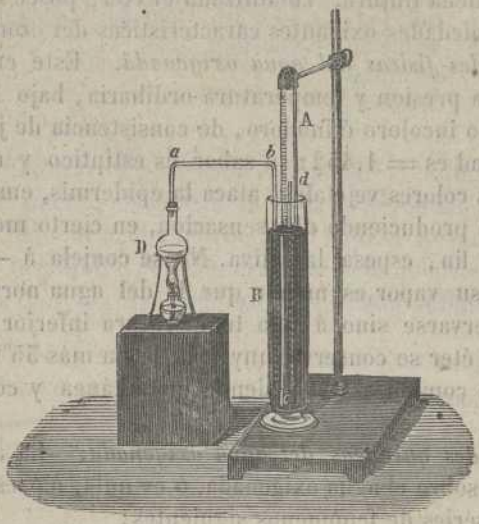
2.ª Descomposicion del agua oxigenada y oxidacion de los cuerpos actuantes; ejemplo: arsénico, óxidos de calcio, de bario, sulfuro de plomo, etc.

3.ª Descomposicion simultánea de los dos cuerpos puestos en contacto, como por ejemplo, el óxido argéntico.

Escepto los hechos de la 2.ª categoria, que tienen una es-

plicacion natural en las leyes de la afinidad química, todos los demás pertenecen á los designados con el nombre de fenómenos catalíticos; siendo precisamente la naturaleza y género de propiedades del agua oxigenada, el genuino orígen de la clase de acciones misteriosas ó de contacto, que la esponja de platino, en primer lugar, y varios otros cuerpos despues ofrecen en determinadas reacciones químicas.

Análisis del agua oxigenada. Para analizar este cuerpo, no hay más que calentar una mezcla de un peso conocido de agua oxigenada y de agua destilada, préviamente colocada dentro de un matracito de vidrio, que esté en comunicacion con un tubo graduado suspendido sobre una campana llena de mercurio, segun manifiesta la adjunta figura.



(Fig. 37).

A tubo graduado.

B campana con pié llena de mercurio.

a, *b*, *d*, tubo de conduccion doblado tres veces en ángulo recto y cuya extremidad libre debe sobrepasar el nivel de mercurio.

D pequeño matráz en donde se halla contenida la mezcla, en peso conocido, de agua destilada y de agua pura.

A la primera impresion del calor, el agua oxigenada se des-

compone en agua normal y en oxígeno: conviene el que haya coincidencia de niveles en el mercurio de la campana y en el del tubo graduado, y en fin, es preciso tener cuidado de referir el volúmen del gas oxígeno resultante, á las condiciones normales de temperatura y presion.

Operando con estas precauciones, se ve que 100 partes de agua oxigenada, están formadas de

Agua.	52,94
Oxígeno. . .	47,06
	100,00

Importancia del agua oxigenada. Las numerosas dificultades que ha presentado este descubrimiento, ó lo que es lo mismo, la extraordinaria sagacidad necesaria para concebir y realizar su formacion, juntamente con el interés de las cuestiones que este curioso cuerpo ha suscitado en el campo de la ciencia, hace sea considerada, y con razon, el agua oxigenada como uno de los compuestos más importantes de la química: el agua oxigenada ha abierto en efecto, una nueva senda á la ciencia, demostrando que existen cuerpos que pueden producir reacciones químicas, por su sola presencia, sin ceder ni tomar absolutamente nada á las sustancias cuya descomposicion provocan.

Usos del agua oxigenada. Hoy que tanta analogía parece existir entre las propiedades químicas del agua oxigenada y el ozono, sería de desear que se sometiera sucesivamente á un detenido exámen terapéutico, industrial y artístico, el producto de que nos ocupamos, el más rico en oxígeno de todos los que figuran en el catálogo de la ciencia.

Por lo demás, el agua oxigenada, se ha usado desde un principio para restaurar los cuadros de grande valor artístico, en los que estando pintados los claros con albayalde (carbonato de plomo) habian desaparecido y con ellos la mágia del claro oscuro, á causa de las emanaciones sulfhídricas que trocaron el albayalde, ó sea el carbonato blanco de óxido de plomo, en sulfuro de la misma base, que es negro.

Mediante, pues, el empleo del agua oxigenada logró Thénard restaurar un magnífico cuadro de la galería del Louvre

(Palacio Real) en Paris, supuesto que el oxígeno de dicho compuesto hizo pasar el sulfuro plúmbico negro á sulfato de óxido de plomo perfectamente blanco, en virtud de la siguiente reaccion:

$$\underbrace{PbS}_{\text{Sulfuro de plomo.}} + \underbrace{4O}_{\text{Oxígeno.}} = \underbrace{PbO,SO^3}_{\text{Sulfato plúmbico.}}$$

Nitrógeno.

Razones para adoptar este nombre en vez del de ázoe. Cuando este cuerpo simple fué aislado por primera vez, en 1772, por el Dr. Rutherford, se le dió el nombre de ázoe, voz derivada del griego, y que quiere decir, gas que priva de la vida ó que es impropio para la vida, porque en efecto, este cuerpo, lo mismo que casi todos los que iremos conociendo, no son útiles para conservar la vida normal del hombre, mediante el acto respiratorio verificado en atmósferas de ellos, bien sea porque impidan casi de un modo mecánico el acceso del oxígeno del aire, encargado de arterializar la sangre, ó bien porque actuando de una manera enérgica sobre el aparato respiratorio, son verdaderamente nocivos por sí mismos. Pero el estudio detenido del gas que nos ocupa, y el de otros varios con quienes comparte su propiedad de ser impropios para la respiracion, no porque tenga un carácter tóxico directo, sino de una manera mecánica, como dejamos dicho, hace que hoy sea insuficiente y hasta errónea dicha propiedad, para justificar su nombre: pero hay más razones todavía en apoyo de esto, y son; en primer lugar, que no hay sustancia alguna de orígen orgánico, que no cuente el nitrógeno entre el número de sus elementos constitutivos, hasta el punto de ser este cuerpo casi el verdadero caracterizador distintivo del reino orgánico, así vejetal como animal; y en fin, hasta el valor de la generalidad de abonos para la agricultura, ó sean los alimentos para vejetales, y sobre todo, el poder plástico ó nutritivo de los del hombre, están en razon directa de la cantidad de nitrógeno que poseen. Estas consideraciones, pues, son las que decidieron al sábio Berzelius para cambiar el nombre de ázoe, con que ha sido designado desde el principio este elemento, por el de nitrógeno (engendrador de nitro),

cuya acepcion no implica contradiccion alguna, como hasta cierto punto sucede con el anterior y por las razones dichas. Nosotros seguimos en un todo, en el presente caso, el parecer del célebre sábio Sueco citado. El equivalente del nitrógeno es = 14; su símbolo = *N*.

Obtencion del nitrógeno. Ya hemos dicho que Rutherford aisló este cuerpo en 1772; hé aquí como le obtuvo; tomó una vasija de vidrio (una especie de campana) de bastante capacidad y abandonó al volúmen de aire contenido en ella un pequeño animal hasta que pereció asfixiado; en seguida, lavó el aire resíduo con una legía alcalina y volvió á meter otro animal, y así sucesivamente, hasta tanto que el aire fué mortal en el acto, para el último animal sometido á dicha atmósfera. En seguida vió que tampoco era propio para la combustion, y de ahí el nombre que le dió de *ázoe*: hoy podemos explicarnos perfectamente cómo pudo Rutherford aislar el nitrógeno de esta manera. En efecto, consumiendo cada vez más, mediante la respiracion, dichos animales el oxígeno del aire, claro es que no renovándose este, como procuraba hacerlo, habia de quedar solo el nitrógeno y por lo tanto ser axfixiante, en el acto, para el último animal sometido á su influjo. Conocida la verdadera composicion del aire, gracias al memorable esperimento de Lavoisier, de que muy en breve nos ocuparemos, ha sido fácil idear diferentes métodos para obtener el cuerpo objeto de nuestro estudio, segun indicamos anteriormente: pero, casi todos los procedimientos se reducen á quitar mediante una combinacion química, el oxígeno del aire y dejar aislado el nitrógeno.

(Fig. 38).

Primer método. *Del aire por medio del fósforo.*—Este método está fundado en la propiedad que el fósforo tiene de arder á la temperatura ordinaria, en presencia del oxígeno del

aire y sin que contraiga combinacion alguna con el gas residuo, ó sea el nitrógeno que, como veremos, constituye las cuatro quintas partes del fluido atmosférico: á este fin, se coloca un pedazo de fósforo en una pequeña cápsula ó copela sostenida por un tapon grande y ancho de corcho que flota sobre el baño hidroneumático; en seguida se inflama aquel y se cubre todo con una campana de vidrio, segun indica la anterior figura.

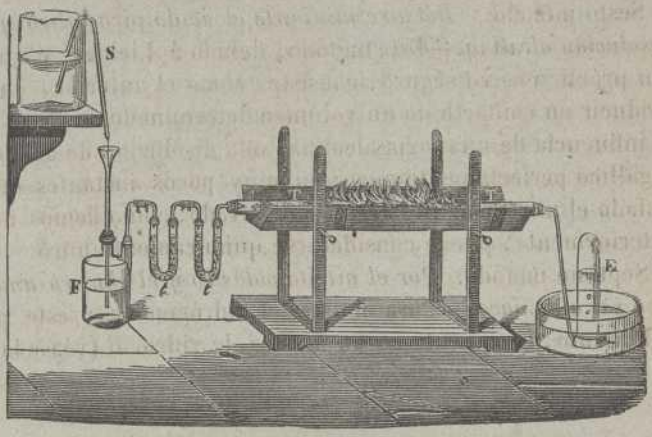
La reaccion que aquí tiene lugar es muy sencilla; el fósforo arde á espensas del oxígeno del aire contenido en la campana, y segun las proporciones relativas de este y del cuerpo combustible así se forma ácido fosforoso ó fosfórico, que se disuelven en el líquido, quedando en definitiva el nitrógeno aislado: despues no hay más que trasvasarlo, sea á un frasco ó á una campana, lo cual se consigue con la mayor facilidad por los medios conocidos.

Segundo método. *Del amoniaco por la accion del cloro.* — Hay una combinacion de nitrógeno é hidrógeno, llamada vulgarmente amoniaco, y que consta de un equivalente de nitrógeno y tres de hidrógeno, v. gr. (NH^3) que puede servir para obtener el nitrógeno, pero procurando mantener siempre en esceso el amoniaco, en el frasco á donde llegue el cloro desprendido de aparato apropósito: pues de lo contrario, pudiera formarse un clorido de nitrógeno (NCl^3; es decir, un amoniaco en que 3 equivalentes de H, han sido sustituidos por 3 equivalentes de Cl), que es eminentemente explosivo y por lo tanto capáz de lanzar en mil pedazos el aparato con grave riesgo del operador. Vertiendo con frecuencia amoniaco, por el embudo de un tubo de seguridad, que se coloca en una de las tubuluras del frasco de reaccion, ó sea á donde llega el cloro gaseoso y seco, puede evitarse todo el riesgo enunciado. Por lo demás, la teoría es sencillísima; se reduce, como queda dicho, á que el cloro quita el hidrógeno al amoniaco para formar ácido hidroclórico; y que el nitrógeno libre y sin accion sobre ninguno de los cuerpos puestos en presencia, se desprende bajo la forma de gas, segun expresa la siguiente fórmula:

$$\underbrace{NH^3}_{\text{Amoniaco.}} + \underbrace{3Cl}_{\text{Cloro.}} = \underbrace{3HCl}_{\text{Acido hidroclórico.}} + \underbrace{N}_{\text{Nitrógeno.}}$$

Tercer método. *Del aire y el cobre humedecido con el ácido sulfúrico.*—Este procedimiento consiste en introducir dentro de un volúmen limitado de aire, una ancha lámina de cobre humedecida con ácido sulfúrico; bajo la influencia de un ácido poderoso, el metal tiende á unirse con el oxígeno del aire, para producir óxido cúprico capáz de ser neutralizado por el referido ácido, y el nitrógeno queda aislado.

Cuarto método. *Del aire y el cobre enrojecido.*—Para operar por este método, se hace uso del aparato representado en la figura adjunta.



(Fig. 39)

S basija con agua y un sifon en accion.

F frasco lleno de aire al principio del esperimento.

t tubo lleno de piedra pomez embebida en legía de potasa cáustica.

t tubo lleno de piedra pomez embebida en ácido sulfúrico concentrado.

T tubo de vidrio propio para las combustiones orgánicas y lleno de torneaduras de cobre.

E campana para recojer el gas.

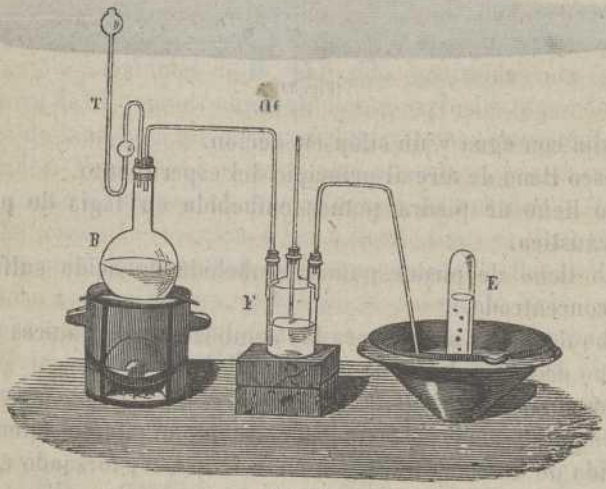
Dispuesto así el aparato, es claro que el sifon *S* determina la caida de un chorro de agua en el frasco *F*, forzando el aire contenido en este, á pasar sucesivamente por los tubos *t* y *t*, en donde deja el ácido carbónico y la humedad; y en fin, llega

al tubo enrojecido en donde pierde el oxígeno absorbido por el cobre, quedando el nitrógeno en libertad.

Quinto método. *Del aire y el cloruro cuproso-amoniacal.* Este método se funda en la propiedad que tienen las sales cuprosas disueltas en el amoniaco, de absorber rápidamente el oxígeno y pasar á cúprico-amoniacales, constituyendo líquidos de color azul intenso, de incoloros que antes eran. Todo el procedimiento queda, pues, reducido á introducir una disolucion cuproso-amoniacal incolora, dentro de un volúmen limitado de aire y recojer el nitrógeno resultante, despues de lavado por piedra pomez embebida en ácido sulfúrico.

Sesto método. *Del aire mediante el ácido pirogálico y una disolucion alcalina.*—Este método, debido á Liebig, y que es tan práctico como seguro, consiste, como el anterior, en introducir en contacto de un volúmen determinado de aire y bajo la influencia de una legía alcalina, una disolucion de ácido pirogálico perfectamente puro: en muy pocos instantes queda aislado el nitrógeno que despues de lavado, como hemos dicho anteriormente, puede considerarse químicamente puro.

Séptimo método. *Por el nitrito potásico y el cloruro amónico ó sal amoniaco.*—Para obtener el hidrógeno por este procedimiento, se calienta en un matraz de vidrio *B* (véase la ad-



(Fig. 40).

junta figura) una mezcla de un volúmen de disolucion normal

de *nitrito de potasa* y tres volúmenes de una disolucion concentrada de *cloruro amónico* (sal amoniaco). No bien actúa el calor sobre esta mezcla, comienza un desprendimiento abundante de nitrógeno, que será perfectamente puro, si como se indica en la anterior figura, (frasco tubulado *E*) se lava con ácido sulfúrico; se forma además agua y cloruro potásico que quedan en el matráz. El aparato consta de las partes siguientes:

B matráz en donde está la mezcla de las dos sales.

F frasco de locion con ácido sulfúrico.

E campana destinada á recojer el gas nitrógeno.

La reaccion está expresada por la siguiente fórmula:

$$\underbrace{KO,NO^3}_{\text{Nitrito potásico.}} + \underbrace{NH^4,Cl}_{\text{Sal amoniaco.}} = \underbrace{KCl}_{\text{Cloruro potásico.}} + \underbrace{4HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{2N}_{\text{Nitrógeno.}}$$

Este es el mejor de todos los procedimientos descritos, tanto bajo el concepto de la cantidad, como por la pureza del producto.

Ultimamente hemos ideado el siguiente método que ha producido excelentes resultados, (véanse los *Anales de Quimica*, junio 1863). Consiste en descomponer una mezcla, préviamente desecada, de partes iguales de bicromato potásico y sal amoniaco: la operacion puede hacerse en retorta ó matráz de vidrio, y respecto á la temperatura basta la de una lámpara de alcohol. Para mayor pureza del gas nitrógeno conviene hacerle atravesar por una disolucion de sulfato ferroso, antes de recojerlo en la cuba hidroneumática, á fin de privarle de algo de gas nitroso que pudiera formarse.

La reaccion esta representada por la siguiente fórmula:

$$\dot{K}\,\dddot{Cr}^2 + NH,^4Cl = 4\dot{H} + Cr^2O^3 + KCl + N.$$

Tratado el residuo por agua queda como insoluble el óxido crómico de magnífico color verde esmeralda.

Propiedades del nitrógeno. Gas incoloro, inodoro é insipido, impropio para la combustion y respiracion: permanente á las mayores presiones y más bajas temperaturas. Su densi-

dad = 0,972, es decir, más ligero que el aire. Un litro de este gas pesa, en las condiciones normales de presion y temperatura = 1gr.,257. Poco soluble en agua; un metro cúbico de agua disuelve 25 litros de nitrógeno, ó lo que es lo mismo, un litro de agua disuelve 25 centímetros cúbicos de gas nitrógeno.

Nitrógeno alotrópico. Durante mucho tiempo, se creyó por la generalidad de los químicos, que todos los carácteres del nitrógeno guardaban relacion con su indiferencia química; así que para distinguirle de los demás, bastaba reunir todas sus propiedades negativas, y diferenciarle por eliminacion respecto de los demás cuerpos gaseosos. Aunque en sentido general, es muy fundado este criterio, conviene hacer observar aquí, que no siempre el nitrógeno es tan poco activo como se le ha supuesto, pues que además de sus combinaciones naturales é indirectas con el hidrógeno y oxígeno, constituyendo el amoniaco y los óxidos y ácidos nitrosos y nítricos, puede formar compuestos muy estables con el hierro, titano y sobre todo con el boro; siendo tan permanente y afine esta combinacion, que soporta la temperatura rojo-blanca sin descomponerse. Así que, cuando se calcina á dicha temperatura y dentro de un crisol una mezcla de ácido bórico y carbon, en presencia del aire, constantemente se forma el cuerpo en cuestion; y lo mismo sucede cuando se calcina simplemente el ácido bórico en un crisol de barro. Estas combinaciones tan estables, respecto de un cuerpo cuyo carácter dominante ha sido su indiferencia química, para con todos los demás, han inducido á creer á varios profesores distinguidos, que el nitrógeno debe poseer uno ó más estados alotrópicos semejantes á los que ofrecen los demás elementos, oxígeno, hidrógeno, carbono, azufre y fósforo, que con él constituyen los principios inmediatos del reino orgánico. En este caso, es muy probable que el nitrógeno, tal como existe en el aire, sea muy distinto ó esté bajo un estado molecular diferente de como se halla en el amoniaco, en los óxidos nitrosos y nítricos, y sobre todo en el nitruro de boro.

Asunto es este, que bien merecia un detenido estudio por parte de las primeras inteligencias científicas contemporáneas.

Importancia y utilidad del nitrógeno. Basta considerar que

á este cuerpo le ha dotado la Sabiduría eterna de condiciones generalmente inactivas, neutras ó indiferentes y que forma las cuatro quintas partes del aire, para comprender la beneficiosa accion mitigante del nitrógeno en la vida orgánica: en efecto, podemos figurarnos la utilidad del nitrógeno, para la respiracion, como la de un agente bienhechor que diluyendo en su seno gaseoso, el orígen destructor contenido en el aire (el oxígeno), templa y dulcifica hasta cierto punto la accion comburente de este grande y misterioso móvil de la vida y de la muerte del mundo organizado. Por eso, basta en ciertas afecciones de pecho, diluir aun mucho más, que lo está normalmente el oxígeno del aire, en atmósferas muy nitrogenadas, ora sean naturales (establos) ó bien artificiales (plantas aromáticas), para que disminuyendo la accion oxidante del oxígeno, sobre el aparato respiratorio, se consiga un efecto semejante al que se obtiene cubriendo una herida ó úlcera, con hilas y un lienzo, para evitar el contacto del cuerpo ó cuerpos combustibles de la sangre modificada, con el elemento comburente enérgico y constante de la atmósfera.

Respecto á la utilidad del nitrógeno, nos limitaremos á decir que el valor nutritivo *de los alimentos plásticos*, está en razon directa de la cantidad de nitrógeno que contienen; y así como el labrador paga muchos abonos, por la dósis de nitrógeno que poseen, así tambien, en los alimentos verdaderos abonos de la tierra humana, se pagan á más alto precio aquellos que son más ricos en nitrógeno, como puede verse por el exámen del siguiente cuadro:

Clasificacion de los alimentos, por la cantidad de nitrógeno que contienen.

ALIMENTOS DE PROCEDENCIA ANIMAL.

Pichon cocido.	55
Leche de mujer.	100
Id. de vacas..	237
Yema de huevo.	305
Quesos.	340
Anguila..	428
Jamon crudo.	539

Almejas	660
Salmon	710
Jamon cocido	807
Carnero	852
Ternera	911
Vaca	942

ALIMENTOS DE PROCEDENCIA VEJETAL.

Arroz	81
Patatas	84
Navos	106
Maiz	125
Avena	138
Pan blanco	142
Trigo	de 119 á 144
Zanahorias	150
Pan moreno	166
Setas	de 201 á 289
Guisantes	239
Lentejas	276
Garbanzos	280
Judías	283

RESÚMEN.

ALIMENTOS MAS NUTRITIVOS DEL REINO ANIMAL.

Vaca	942

IDEM DEL REINO VEJETAL.

Judías	283

Puede utilizarse el nitrógeno como agente terapéutico bien sea mediante inhalaciones con esponjas, ó bien disuelto en agua azucarada y á baja temperatura.

RESUMEN.

1. El agua normal puede combinarse con un equivalente más de oxígeno ($HO+O=HO^2$) y producir un cuerpo muy interesante, descubierto por Thénard en 1818 y que se denomina *sobreóxido hídrico, ó agua oxígenada*. Se obtiene haciendo actuar el sobreóxido de bario, con el ácido hidroclórico diluido, bajo la influencia de una temperatura =á 0°.

2. El agua oxígenada, es el compuesto más rico en oxígeno que se conoce: es el primer cuerpo en el que se observaron las acciones misteriosas de presencia, contacto, ó catalíticas. La accion del agua oxígenada, sobre los cuerpos electro-positivos, es muy análoga á la que posee el ozono: se ha utilizado para restaurar cuadros ennegrecidos por emanaciones sulfhídricas.

3. El nitrógeno fué descubierto en 1772 por Rutherford, absorbiendo el oxígeno del aire por la respiracion de varios animales: hoy puede obtenerse este cuerpo por diversos métodos, reducidos en general á separar, por reaccion química, el oxígeno del aire, sea á la temperatura ordinaria, ó bien con el auxilio del calor. El mejor procedimiento, es destilando en un aparato conveniente (retorta tubulada con seguridad, tubo de conduccion á un frasco de locion con ácido sulfúrico y otro de comunicacion á la cuba hidro-neumática), el nitrito potásico y sal amoniaco pura; se forma agua y cloruro potásico, y se desprende nitrógeno en virtud de la reaccion que expresa la siguiente fórmula:

$$\underbrace{KO,NO^3}_{\text{Nitrito potásico.}} + \underbrace{NH^4,Cl}_{\text{Sal amoniaco.}} = \underbrace{KCl}_{\text{Cloruro potásico.}} + \underbrace{4HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{2N}_{\text{Nitrógeno.}}$$

4. El nitrógeno se caracteriza en general por su indiferencia química, supuesto que no tiene color, olor ni sabor, ni arde, ni deja arder á los cuerpos combustibles; su densidad es

menor que la del aire, del que forma las cuatro quintas partes en volúmen.

El nitrógeno ó ázoe, existe tambien en la naturaleza, constituyendo el amoniaco y varios principios inmediatos, así del reino animal como vejetal.

5. No obstante el carácter químico neutro ó indiferente que de ordinario tiene el nitrógeno, hay bastantes indicios para creer que es capaz de ofrecer uno ó varios estados alotrópicos semejantes á los que hemos estudiado en el oxígeno é hidrógeno, y tendremos más adelante ocasion de observar en el azufre, carbono y fósforo; es decir, *en todos los elementos fundamentales del organismo.*

6. La importancia y utilidad del nitrógeno ó ázoe es notoria; en efecto, él es quien caracteriza, hasta cierto punto, al reino orgánico; y además, es un hecho demostrado que las aguas naturales que le tienen en disolucion, constituyen por sí solas agentes terapéuticos del más alto interés.

7. El nitrógeno desempeña un papel muy importante en la nutricion de los animales, supuesto que solo son verdaderos alimentos aquellos que le contienen en cantidad más ó ménos grande, entre el número de sus elementos constitutivos.

LECCION NOVENA.

AIRE.—Su historia.—Observaciones de varios alquimistas sobre la calcinacion de los metales al aire libre: teoria flogistica.—Estudio experimental del célebre trabajo de Lavoisier, relativo á la verdadera composicion del aire.—Métodos para conocer la composicion del aire atmosférico, á saber: por el fósforo, por el potásio, por el cobre, y por ensayos eudiométricos.—Cálculos correspondientes á estos diferentes procedimientos.—Determinacion del ácido carbónico y agua en vapor existentes en un volúmen dado de aire.—Propiedades físicas y químicas del aire.—El aire es mezcla y no combinacion química.—Combustiones en el aire atmosférico.—Teoria de la llama.—Soplete y su empleo.—Estudio de la respiracion bajo el punto de vista químico.—Causas de la insalubridad del aire.—Cantidad de ácido carbónico que próximamente se produce en Madrid cada 24 horas.—Purificacion de la atmósfera por la accion reductora de las partes verdes de los vejetales bajo la influencia de los rayos químicos de la luz solar.—Desinfectantes químicos.—Resúmen.

Aire.

Historia. Los antiguos, particularmente Aristóteles y sus discípulos, consideraban el aire como un elemento; pero ya en el siglo IX, Geber, alquimista árabe, habia observado que el plomo y el estaño aumentaban de peso durante la calcinacion al aire libre, atribuyendo este aumento á la *fijacion de ciertas partículas aéreas.* Posteriormente á Geber ó Yeber, Eck de Sulzbach, en 1489; Paracelso y Agricola, en 1550; Juan Rey, en 1630; más tarde Boyle, Priestley y el Padre Beccaria, reconocieron igualmente que el aire no es absorbido por los metales, en el acto de la calcinacion de los mismos; pero ninguno de estos autores deslindó bien esto *demostrando* si era parcial ó completa esta absorcion; en una palabra, solo habia un ligero crepúsculo en el horizonte de la ciencia acerca de tan importante asunto.

Estaba reservado al genio inmortal de Lavoisier, el fijar su mirada de águila sobre este hermoso sol del mundo químico, supuesto que desde el descubrimiento de la verdadera

composicion del aire, datan los rápidos y brillantes progresos de nuestra ciencia y por consiguiente, los importantes beneficios que ha prestado y dispensará en lo porvenir á las ciencias médicas, á la agricultura, artes é industrias, y en fin, á la humanidad entera.

Pero antes de escribir con los debidos detalles el memorable esperimento de Lavoisier, una de las más célebres víctimas de la revolucion francesa, de esa eterna mancha de sangre que todo hombre honrado hallará siempre humeante en el libro de la historia del vecino Imperio, en el pasado siglo, bueno es que digamos cuatro palabras acerca de la famosa teoria del flogisto, que reinaba precisamente en la época en que Lavoisier dedujo las sábias y trascendentales ideas á que le condujo su feliz esperimento.

Teoria flogistica. ¿Qué es el flogistico para Stahl? Es la verdadera materia del fuego. ¿Se halla en el estado de combinacion? Entonces es *latente*, ó en otros términos insensible á nuestros órganos ó al termómetro. ¿Se separa bajo la influencia del aire del *misto, ó compuesto* de que forma parte? Entonces aparece sensible produciendo el doble fenómeno del calórico y luz que constituyen el fuego.

La combustion, en la hipótesis que examinamos, no es más que la separacion del flogístico con los principios que constituyen generalmente un compuesto: la union de los elementos de que este consta, se halla, pues, rota por una accion mecánica del aire; accion que debe corresponder en las ideas de Stahl á lo que hoy se entiende en la ciencia por *accion de presencia ó catalítica.* Para Stahl, los cuerpos combustibles, tales como el carbon, azufre ó hidrógeno, son sustancias muy ricas en flogístico: cuando estos cuerpos arden pierden la entidad hipotética dicha.

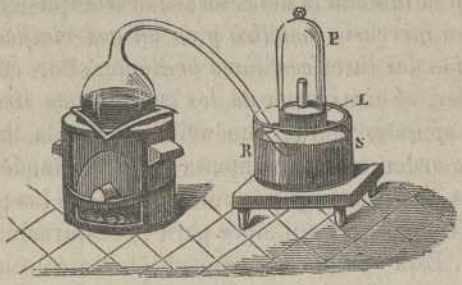
Un metal, es la combinacion de un óxido (cal metálica) con el flogístico. Cuando un metal se oxida y arde, pierde, segun Stahl, su flogístico; por consiguiente, un óxido es un metal deflogisticado. En fin, para reducir un óxido al estado metálico, basta calentarle con un cuerpo rico en flogístico para que pueda dárselo al óxido, y por esto la utilidad del carbon y del hidrógeno en la reduccion de los óxidos.

Sentadas las ideas dominantes en la época en que Lavoi-

sier descubrió la verdadera composicion del aire, pasemos á describir la memorable operacion que le condujo á ella.

Esperimentos ejecutados por Lavoisier para conocer la naturaleza y composicion del aire atmosférico.

El dia 11 del mes de mayo de 1774, dispuso Lavoisier un aparato semejante al que indica la adjunta figura, y cuya dis-



(Fig. 41).

posicion ingeniosa le permitió determinar con exactitud el volúmen del aire sobre que operaba, el volúmen de gas absorbido durante la operacion, y por último el gas restante. Introduciendo préviamente el mercurio dentro de la especie de matráz de pico encorvado, que indica la figura, puso este en comunicacion con una campana *P*, colocada en el baño de mercurio *R S*; y en seguida hizo ascender este en la campana por medio de un sinfon hasta la altura *L*: el matráz descansaba naturalmente sobre un hornillo de mano. Anotada la presion y temperatura existentes, marcó con sumo cuidado el nivel *L*, y fué calentando gradualmente el matráz hasta hacer hervir el mercurio: á los dos dias de marchar la operacion de esta manera, vió flotar sobre la superficie del mercurio unas pequeñas láminas rojas, que durante cinco dias fueron aumentando en número y volúmen.

Pasados varios dias más de este modo, sin haber cambio alguno sensible, ni en el mercurio, ni en el volúmen anterior

de la campana, dejó enfriar el aparato y midió el nivel del mercurio en la campana, y vió que el aire del aparato habia disminuido próximamente una sesta parte, quedando un *residuo gaseoso, de tal naturaleza, que era impropio para la respiracion y tambien para la combustion, supuesto que introducidos los animales en él, morian, y las luces se apagaban.* Hecho esto, recogió las escamitas rojas (óxido mercúrico) que se habian formado en la superficie del mercurio, y las sometió á la destilacion dentro de un aparatito de vidrio que le permitia recoger el producto gaseoso, resultante, en la cuba hidroneumática: bajo la influencia del calor, se descompusieron las escamas rojas en *mercurio metálico y en un gas vivificante, dentro del que ardian las luces con suma brillantez.* Por consiguiente, dijo Lavoisier, *el aire consta de dos cuerpos que tienen propiedades muy opuestas;* uno, que aviva mucho la llama de los cuerpos que arden en él y aumenta en cierto modo la vida de los animales que le respiran, y otro que tiene las propiedades contrarias; esto es, que ni sirve para la respiracion ni para la combustion. Esta opinion la comprobó, acto continuo, el célebre químico francés reuniendo ambos gases, oxígeno y nitrógeno, y produciendo el aire con todos los caractéres que le distinguen: por manera que Lavoisier tuvo la fortuna de hacer en un solo esperimento, la análisis y síntesis del aire atmosférico.

Segun sus cálculos, el aire consta en 100 partes de

73	de nitrógeno.
27	oxígeno.
100	

Todos los adelantos de la Química moderna, no han hecho más, acerca de este punto, que apreciar en menos que Lavoisier la proporcion centesimal del oxígeno, y por consiguiente aumentar relativamente la cantidad del nitrógeno.

Al mismo tiempo que Lavoisier ejecutaba en su laboratorio de Paris este notable esperimento, otro químico eminente y digno rival suyo, Scheele, practicaba en su modesta oficina de farmacia de Kœping una operacion, que aunque con me-

nor brillantez y elegancia que la de Lavoisier (1), no por eso dejó de llegar á los mismos resultados que el célebre francés citado. Scheele, dispuso un aparatito tan ingenioso como sencillo, mediante el que dejó expuesta á la accion de un volúmen conocido de aire un sulfuro alcalino. Absorbido por éste el oxígeno del aire para pasar á sulfato, dejó un resíduo que era nitrógeno. Por consiguiente, Scheele apreció como Lavoisier la cantidad de gas nitrógeno y la del otro cuerpo *comburente y respirable*, que se fijó sobre el sulfuro.

Métodos modernos para conocer la composicion del aire atmosférico.

1.° *Por el fósforo á la temperatura ordinaria.*—Para esto, se introducen en tubo exactamente graduado, segun indica la presente figura y lleno de agua, 50 centímetros cúbicos de

(Fig. 42).

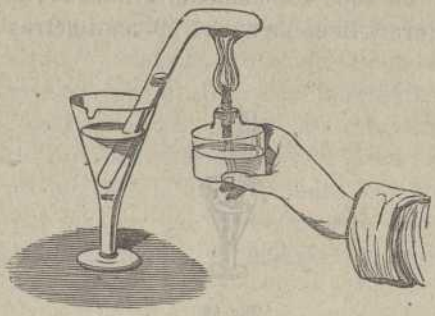
aire y un cilindro de fósforo de algunas líneas de espesor, pero lo bastante largo para que se halle en contacto á la vez del aire y del agua que contiene el tubo: hecho esto, se abandona el aparato á sí mismo durante algunas horas y en seguida se le observa en la oscuridad; sino se ve fosforescencia alguna en la superficie del fósforo, se dá por terminada la operacion (el fósforo no es fosforescente en la atmósfera de nitrógeno).

Entonces se saca el cilindrito de fósforo, se tapa con el dedo pulgar la abertura del tubo y se agita fuertemente para

(1) Si Scheele hubiera poseido en su pais los medios con que los hombres de ciencia cuentan y han dado siempre en la nacion francesa, quizá no hubiera tenido competidor alguno en la historia de la Química.

absorber el vapor de fósforo: referidas las dos observaciones á las circunstancias normales de temperatura y presion y despues de incluir en el cálculo la fuerza elástica del vapor acuoso, á las temperaturas del esperimento, se dará por exacta la análisis del aire por este medio.

Análisis del aire mediante el fósforo, y bajo la influencia de una elevada temperatura. Este método es mucho más pronto que el anterior, pero exige mayor cuidado en la práctica: á beneficio de unas pinzas curvas, se introduce en una campana doblada en ángulo obtuso, y en cuyo interior hayamos puesto préviamente 50$^{c.c.}$ de aire, medio gramo próximamente de fósforo; y acto continuo, se calienta con una lámpara de alcohol, segun indica la adjunta figura, pero procurando conducir el



(Fig. 43)

calor con mucha graduacion á fin de impedir que se rompa el vidrio y sea proyectado el fósforo ardiendo sobre el operador, y además para evaporar el pequeño volúmen de agua que se halla en la cavidad en donde hemos colocado el fósforo.

Dirigiendo la operacion con estas precauciones, se ve aparecer al cabo de algunos instantes una aureola verdosa que partiendo de la llama del fósforo, desciende lentamente hácia el agua en donde al fin se apaga: realizado este fenómeno, puede ya darse por terminada la operacion. Es indispensable que el fósforo se inflame, pues de lo contrario puede formarse una mezcla explosiva de vapor de fósforo y oxígeno.

Método segundo. *Por el potásio.*—Este procedimiento se

funda en el mismo principio que el anterior á saber, combinar el oxígeno de un volúmen conocido de aire, con un cuerpo muy oxidable aun á la temperatura ordinaria y con mayor razon, á un calor más elevado. El mismo aparato y marcha anterior puede servir para este caso, con la única diferencia de operar sobre el mercurio y colocar el potásio (y mejor aun el sódio) en placas de bastante superficie, para lo que basta golpear sobre un pequeño yunque y entre papel Berzelius las bolitas de metal alcalino.

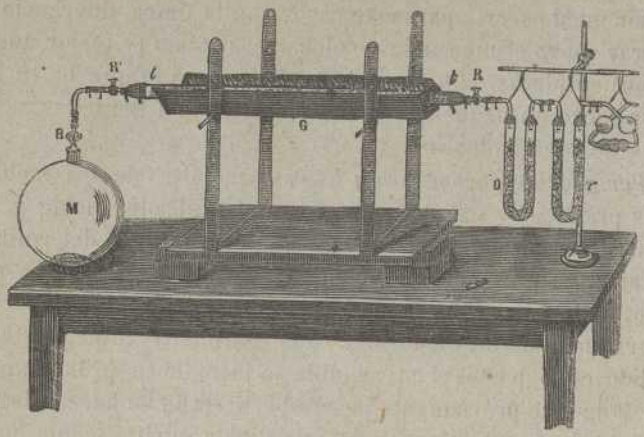
Por el ácido pyrogállico y la potasa. Otro de los métodos más prácticos y seguros, es el que ha ideado Liebig y que consiste en absorber el oxígeno de un volúmen determinado de aire, en presencia del ácido pyrogállico y la potasa: para ello, se toma un tubo lleno de mercurio, de 30$^{c.c.}$ de capacidad y graduado de tal modo, que cada centímetro cúbico esté dividido en 5 partes; en seguida se introducen próximamente 20$^{c.c.}$ de aire préviamente desecado, y en fin se hacen llegar á dicho tubo, y por medio de una pipeta curba, como medio centímetro cúbico de una disolucion de potasa cáustica, preparada con una parte de hidrato potásico sólido, y 2 partes de agua. Hecho esto, se agita varias veces el tubo, y se observa el volúmen de aire, privado ya de ácido carbónico: despues, no hay más que introducir en el referido tubo y con el auxilio de otra pipeta curva la cuarta parte de un centímetro cúbico de una disolucion de seis gramos de ácido pyrogállico diluidos en 5 ó 6 partes de agua. Se agita el líquido algunos instantes y se mide, cuando la absorcion es completa, el volúmen del residuo que es nitrógeno (1).

El cloruro cuproso amoniacal, puede servir igualmente para analizar con presteza y exactitud el aire atmosférico libre ó combinado.

Método tercero. *Análisis del aire por el procedimiento de Dumas y Boussingault.* Estos químicos prefieren, y con sobrada razon, determinar en peso las cantidades de oxígeno y de nitrógeno existentes en 100 partes ponderales de aire: al

(1) Varios frutos ricos en ácidos análogos al tánnico y agállico como por ejemplo la aceituna verde ordinaria, la granada etc. pueden servir muy bien, como lo veninos demostrando en nuestro curso hace algunos años, para analizar el aire del mismo modo que dejamos expuesto.

efecto, se sirven de un aparato semejante al que representa la figura adjunta y que consta de:



(Fig. 44).

M globo de vidrio de 20 litros de capacidad, en el que se ha hecho préviamente el vacío por medio de la máquina neumática; tiene una armadura metálica con una llave que cierra herméticamente.

tt tubo de vidrio poco fusible, propio para la análisis elemental de las sustancias orgánicas. Está lleno en su interior de torneaduras de cobre y se ha hecho tambien en él préviamente el vacío.

G hornilla prismática de chapa de hierro, destinada á calentar el tubo de combustion *tt*.

i aparatito de depuracion con bolas, provisto de una disolucion de potasa cáustica, con el objeto de despojar de ácido carbónico el aire que deba analizarse.

r tubo doblado en *U*, lleno de fragmentos de piedra pomez embebida en una disolucion concentrada de potasa cáustica, para absorber la menor porcion de ácido carbónico que pueda escapar del aparato *i*.

O tubo como el anterior, lleno de piedra pomez embebida de ácido sulfúrico concentrado: sirve para desecar completamente el aire.

Dispuesto así el aparato, se enrojece el cobre del tubo de combustion y se abre poco á poco la llave del globo de cristal; en cuyo caso, el aire esterior pasa sucesivamente del aparatito de bolas *i* por los tubos en *U* y atravesando el tubo que contiene el cobre enrojecido, deja en él su oxígeno, y pasa solo el nitrógeno á ocupar el vacío del globo. Terminada la operacion, lo cual se conoce en que ya no hay aspiracion alguna por el aparatito de bolas, aun cuando se abra toda la llave del globo, se cierra esta y se pesan separadamente el globo y el tubo lleno de nitrógeno (naturalmente despues de enfriado); en seguida, se vuelve á hacer el vacío en ambos objetos y se pesan nuevamente.

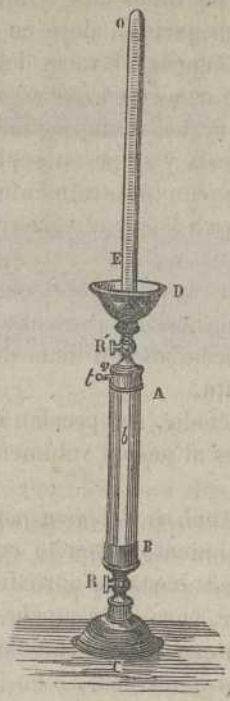
La diferencia entre los dos pesos observados, dá el del gas nitrógeno. El oxígeno está representado por el aumento de peso que el tubo de combustion lleno de cobre ha adquirido durante el esperimento.

Por el mismo método, se aprecian el agua y ácido carbónico correspondientes al peso y volúmen del aire sobre que se opera.

Método cuarto. *Análisis del aire por los medios eudiométricos.* Este procedimiento descrito en todos los cursos de química general, ofrece bastante aproximacion en los resultados analíticos del aire, pero dista mucho de ser ni tan práctico y exacto como las anteriores, sobre todo el del ácido pyrogálico, cloruro cuproso-amoniacal, ó en fin, el del fósforo.

Para operar por este método, se emplea el eudiómetro de Volta (véase la figura que sigue) á cuyo fin se destornilla el tubo graduado *OE*, se llena de agua y se introducen en él 100 divisiones de aire y otras 100 despues de gas hidrógeno puro, procurando medir cada gas de una manera exacta, para lo que se introduce el tubo de tal modo que coincida perfectamente en ambos casos el nivel interior y exterior del agua de la cuba hidroneumática: habiendo procurado que los volúmenes dichos, sean exactamente idénticos, en lo posible, se abren las llaves *R'* y *R*, se sumerge el instrumento en la cuba, con lo que se llena de agua el cilindro de vidrio y se cierra en seguida la llave *R'*. Hecho esto, se alza el eudiómetro, y por el embudo *B*, se hace pasar al interior del cilindro la mezcla gaseosa del tubo *OE;* se cierra la llave *R* y se coloca el instru-

mento sobre el puente de la cuba: acto contínuo, se da, mediante un electróforo, una chispa eléctrica á la bolita metáli-



(Fig. 45).

ca *t*, que atraviesa la mezcla gaseosa para dirigirse á la armadura de laton *A D*, y de aquí al receptáculo comun, conducida por la tira metálica y graduada *b*, que pone en comunicacion ambas armaduras sobre que está ajustado el cilindro de vidrio resistente. Al pasar la chispa en la direccion dicha, determina á causa de su elevada temperatura, la combinacion del exígeno del aire introducido (100 volúmenes) con el hidrógeno que tambien se puso dentro (otros 100 volúmenes), resultando como efecto natural de esta union, una disminucion de volúmen en la mezcla gaseosa; en efecto, abriendo la llave *R*, sube el agua en el interior del cilindro, hasta cierta

altura. Para medir el gas residuo se atornilla en el centro de la cápsula *D*, el tubo *OE* lleno de agua; se abre la llave *R'* y se hace pasar el resíduo al tubo graduado, y en fin, se vuelve á quitar el tubo, y despues de hacer coincidir ambos niveles, sumergiéndole en el baño hidroneumático, se observa el resíduo gaseoso de la operacion. Ejecutado el esperimento, con las precauciones dichas, se vé que los 200 volúmenes de aire é hidrógeno sometidos al ensayo, quedan reducidos á 137.

Por manera que, antes de la operacion, tenemos:

Aire.	= 100 v.
Hidrógeno. . . .	= 100 —
	200

Despues de la chispa eléctrica.	137
Gas que ha desparecido. . . .	63

Pero recordemos que aquí solo se ha formado agua, y que esta se origina entre 2 volúmenes de hidrógeno y 1 volúmen de oxígeno: por manera, que en una mezcla detonante compuesta de ambos gases y propia para ser transformada completamente en agua, la tercera parte es oxígeno y las dos terceras partes hidrógeno. Así, pues, dividiendo 63 (mezcla explosiva que ha desparecido bajo la forma de agua) por 3, tendremos, como resultado definitivo, el oxígeno existente en los 100 volúmenes de aire, supuesto que hay hidrógeno sobrante en el resíduo despues de la chispa eléctrica.

Por consiguiente: $\frac{63}{3} = 21$ de oxígeno; y restando ahora de 100 volúmenes de aire, los 21 correspondientes al oxígeno, la diferencia será nitrógeno. Es decir, que, en último resultado, el aire consta en 100 partes (en volúmen) de:

21	de oxígeno
79	— nitrógeno
100	

ó en otros términos:

209 centímetros cúbicos de oxígeno
791 —— — — nitrógeno.

=1.000 = 1 litro de. . . . . aire.

Si partiendo de esta composicion del aire en volúmenes, se calcula por el método general, su composicion en peso (1), se vé que 100 partes ponderales de aire constan de:

23,13 de oxígeno
76,87 — nitrógeno.

100,00

Esta composicion del aire, ora sea considerada en volúmen, ó bien en peso, es la misma para todos los puntos del globo; es decir, que el aire tiene una composicion sensiblemente igual en todas las partes del mundo conocido, y lo mismo sobre la superficie de la tierra que á la altura de 7,016 metros sobre el nivel del mar, á que le recogió Gay-Lussac en su famosa ascension aérea, mediante unas botellas llenas de arena fina, y que vaciadas á esta extraordinaria altura, volvieron á ser herméticamente tapadas y abiertas finalmente, en el acto de la análisis, sobre la cuba de mercurio.

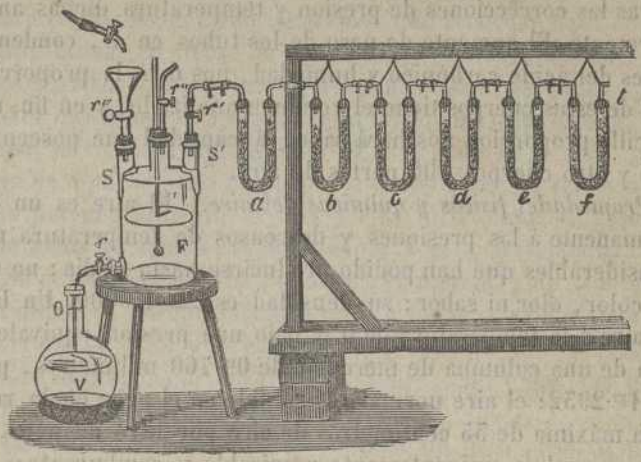
Respecto del ácido carbónico y humedad existentes en el aire, ya hemos visto que pueden determinarse muy bien por el método de Dumas, al propio tiempo que el oxígeno y nitrógeno del aire. Segun los esperimentos más exactos, resulta que en las circunstancias normales, el aire contiene de 3 á 6 diezmilésimas de ácido carbónico y de 6 á 9 milésimas de vapor de agua.

Cuando se quiera apreciar de un modo especial, la cantidad de ácido carbónico y humedad del aire, relativamente á un volúmen dado, se hará uso de un aparato semejante al

(1) El peso P, de un aire desecado y privado de ácido carbónico, será el que resulte de las operaciones que indica la presente fórmula general:

$$P = V.\ 1\ \text{gr.},2932 + \frac{1}{1 + 0{,}00367.\ T}\ \frac{H - f}{0{,}760}$$

que representa la adjunta figura, compuesto de las piezas siguientes:



(Fig. 46.)

F frasco aspirador con llave *r*, para dar salida al líquido á medida que se llene aquel.

V matráz de vidrio perfectamente calibrado y cuya capacidad mide exactamente un litro en la rayita *O*.

S tubulura del frasco por donde se introduce el embudo de llave *r''*, que dá paso al chorro de agua que viene del depósito.

r'' tubito con llave (*r''*), introducido en la tubulura central para dar salida al aire analizado; es decir, despojado de la humedad y ácido carbónico. El tubo recto, es un termómetro para conocer la diferencia de temperatura entre el agua *F*, el aire analizado.

S' tercera tubulura que pone en comunicacion el frasco aspirador y mediante el tubo con llave *r'*, con los tubos en *U*.

a, *b*, *c*, *d*, *e*, *f*, tubos en *U* que contienen, los tres primeros, piedra pomez embebida de ácido sulfúrico concentrado, y los tres últimos la misma piedra, pero impregnada de una disolucion muy concentrada de potasa cáustica

t es el punto por donde entra el aire que se ha de analizar.

Dispuesto asi el aparato, se abre la llave *r* del frasco aspi-

rador F; se cierran la del embudo r''' y la del tubo r'' y se va recogiendo el agua en la medida V, para referir á los litros de ella contados hasta la rayita O, el volúmen de aire analizado, salvas las correcciones de presion y temperatura dichas anteriormente. El aumento de peso de los tubos en U, condensadores del ácido carbónico y humedad, nos dirá la proporcion que de estos cuerpos tiene el volúmen analizado, y en fin, una sencilla proporcion nos hará saber la cantidad que poseen de uno y otro cuerpo, 100 partes de aire.

Propiedades físicas y químicas del aire. El aire es un gas permanente á las presiones y descensos de temperatura más considerables que han podido producirse hasta el dia: no tiene color, olor ni sabor; su densidad es $= 1,0000$. Un litro de aire á la temperatura de 0° y bajo una presion equivalente á la de una columna de mercurio de $0^{m}.760$ milímetros, pesa $= 1^{gr}.2932$: el aire normal, es soluble en el agua en la relacion máxima de 35 centímetros de aire por litro de agua. El aire normal es eminentemente respirable y comburente; debiendo una y otra propiedad al oxígeno que contiene: la accion del aire sobre los diversos cuerpos, varía segun la naturaleza de estos y las causas modificantes que intervengan; sin embargo, puede decirse de una manera general, que los cuerpos más electro-positivos (en la escala electro-química admitida) son los que con más intesidad se unen con el principio comburente del aire, ó sea con el oxígeno. En fin, todos los cuerpos porosos contienen siempre más ó menos proporcion de aire en su masa.

El aire es una mezcla, y no combinacion química. Esto se demuestra por las consideraciones siguientes:

1.ª Ser escepcion á la ley general de Gay-Lussac, relativa á la combinacion de los gases.

2.ª Ser factible preparar artificialmente el aire, con todas sus propiedades, sin que se observe el menor fenómeno de los que caracterizan á toda combinacion química.

3.ª Disolverse el aire en el agua, en la misma cantidad que lo efectúan aisladamente, y con arreglo á su mayor solubilidad respectiva, el oxígeno y nitrógeno.

4.ª Ser escepcion á la ley general del poder refringente de los gases compuestos.

5.ª El acto *sencillo* y *suave* de la respiracion normal.

Respecto de la primera razon, en que nos apoyamos para considerar el aire atmosférico como una mezcla y no como verdadera combinacion, solo tendremos que recordar aquí la ley de Gay-Lussac en virtud de la que los volúmenes de todos los gases guardan siempre una relacion muy sencilla en los compuestos químicos: es así que segun las análisis del aire en volúmen, la relacion del oxígeno al nitrógeno es : : 21 : 79, luego ya aquí hay una escepcion á la sencillez de relacion dicha y por consiguiente el aire no es un compuesto gaseoso como todos los demás, relativamente á esta circunstancia.

Se considera tambien que el aire es mezcla y no combinacion química, porque sabemos que en todas estas hay siempre desarrollo de calor y de electridad, y nada de esto se observa cuando se prepara artificialmente el aire, con todas sus propiedades físicas y químicas.

La solubilidad del aire, es tambien un dato positivo para afirmar que el fluido en cuestion es mezcla, supuesto que la análisis del aire disuelto en el agua, manifiesta que la solubilidad en ella del oxígeno y nitrógeno es de 0,046 respecto del oxígeno y de 0,025 relativamente al nitrógeno; cuya proporcion es idéntica á la solubilidad aislada; en igualdad de circunstancias, de dichos gases.

Las observaciones de Dulong, acerca del poder refringente del aire son prueba clara de que es una mezcla, porque este poder es igual á la suma de los poderes refringentes del oxígeno y nitrógeno, y es sabido por las leyes físicas, que el poder refringente de los gases compuestos es siempre mayor ó más pequeño que el de la suma de sus elementos.

Y en fin, decimos que la respiracion es otro hecho que viene en apoyo de que el aire es mezcla y no combinacion química, porque la respiracion normal podemos, en cierto modo, considerarla en los primeros momentos como una especie de filtracion parcial de una *mezcla gaseosa* á través de tejidos permeables; supuesto que si la respiracion se efectuara con un compuesto químico gaseoso y comburente, por una parte, y cuerpos combustibles por otra, no habria esa facilidad directa de accion, como normalmente se efectúa en los pulmones, entre el oxígeno y los elementos combustibles de la sangre,

sino que se estableceria en el centro respiratorio un juego de afinidades que daria por resultado dobles descomposiciones, muy perceptibles en el aparato pulmonal, por la *intensidad y efectos bruscos de que siempre van estas acompañadas* en todos los casos en que intervienen cuerpos tan opuestos en sus tendencias electro-químicas, como lo son, por una parte, los compuestos oxígenados y gaseosos reductibles; y por otra, los cuerpos simples muy oxígenables ó combustibles, como el hidrógeno y carbono.

Además de la mezcla de oxígeno, nitrógeno, ácido carbónico y vapor acuoso, que constituyen normalmente el aire, la ciencia ha caracterizado en él gérmenes de plantas y animales que en general pertenecen á la última escala orgánica; algo de hidrógeno proto-carbonado; indicios de yodo y ciertas particulitas de origen orgánico que en circunstancias dadas se cree pueden constituirse en agentes miasmáticos.

Atmósfera. Se entiende en general por atmósfera la capa de aire que rodea nuestro globo, estimada en 15 á 17 leguas geográficas y atraida por la tierra; por cuya razon, hay ménos presion á mayor altura de ella, que en la superficie: es transparente y absorbe la luz, pero deja pasar ó refleja los rayos de color azul pertenecientes á la parte absorbida. La presion media de la atmósfera calculada al nivel del mar, es igual á una columna de agua de $10^{m}.395$ milímitros de alto; ó bien á una columna de mercurio de $0^{m}.760$ milímitros (próximamente = á 28 pulgadas españolas): ambas columnas tienen el mismo diámetro en toda su altura; por consiguiente, asciende á muchos quintales el peso de la atmósfera que gravita sobre la superficie de la tierra.

Calculada la cantidad de oxígeno que hay en la atmósfera, resulta que figuran en ella sobre 134 kilómetros cúbicos; por manera que, apreciando en cuatro mil millones de séres los que pueblan la tierra y que por lo tanto consumen oxígeno, serán precisos 1,000 años para observar mediante la análisis, algun principio de disminucion de este cuerpo, y esto, suponiendo inerte ó destruida la bienhechora accion vejetal durante este tiempo. El consumo de oxígeno que se hace á la atmósfera por todos los séres del globo, en cada siglo, ha sido apreciado en 15 ó 16 kilómetros cúbicos. Es decir, que el depósito de

oxígeno, es inagotable aun cuando se dupliquen las causas de su consuncion.

Combustiones en el aire. Conocida ya la composicion del aire atmosférico, claro es que podemos esplicarnos fácilmente el por qué no arden en él los cuerpos con la misma intensidad y brillantez que en el oxígeno puro, basta, en efecto, recordar que aquí todo es cuerpo comburente por una parte, y cuerpo combustible por otra, mientras que en el aire, para una parte de principio comburente (oxígeno) hay cuatro de un cuerpo mitigador de la combustion (nitrógeno). Por eso se avivan las corrientes de aire sobre el carbon, por ejemplo, mediante acciones mecánicas (fuelles) ó aumentando el tiro en las chimeneas, para que en el menor tiempo posible, llegue al cuerpo en combustion la mayor cantidad de aire y por lo tanto, de oxígeno; en cuyo caso el cuerpo se quema más pronto y hay reunidas más unidades de calor, por tener lugar la combinacion química sobre más puntos de contacto. De manera, que en la acepcion ordinaria, *combustion y fijacion del oxígeno*, por un cuerpo cualquiera, vienen á expresar el mismo hecho: sin embargo, bueno es advertir que no en todas las combustiones interviene el oxígeno, tal sucede, por ejemplo, cuando el arsénico y el antimonio arden en el gas cloro, ó los dos polos de carbon, procedentes de 50 elementos de Bunsen, se ponen en la esfera de actividad eléctrica en el vacío etc., etc.; por eso, solo debe darse un valor relativo á dichas palabras, así como tambien á las de cuerpos comburente y combustibles.

Teoría de la llama. Ya hemos descrito minuciosamente en la leccion 1.ª el acto de la combustion, por ejemplo, de una sustancia grasa (bujía esteárica): vimos, que este fenómeno tenia lugar en virtud de la union del oxígeno del aire, á una temperatura elevada, con el hidrógeno y carbono del principio inmediato dicho, fundido primero, aspirado despues por la capilaridad de los tubitos textiles de la mecha, y reducido en fin á gas por la temperatura que de una manera como eslabonada tiene lugar durante la combinacion química, en este último estado de division, entre los gases combustibles procedentes de la sustancia grasa y el oxígeno del aire. Veamos ahora de condensar en breves palabras, los principales hechos que

nos importa considerar en la teoría de la llama, á saber:

1.° Toda llama es generalmente producida por la combustion de un gas ó de un cuerpo volatilizado por el calor.

2.° El poder alumbrante de una llama, varía en razon de los productos formados en el acto de la combustion: cuando dichos productos se destacan y permanecen en el estado gaseoso, en el seno de la llama, esta alumbra poco, como acontece con el hidrógeno, oxido de carbono y alcohol; y por el contrario, la llama es muy alumbrante si durante la combustion se produce é interpone en ella uno ó más cuerpos sólidos enrojecidos, como p. ej. cuando arde el fósforo, zinc, aceite y grasas sólidas (por la combustion de estas dos últimas sustancias, resulta carbon dividido que se interpone ó mezcla en la llama). De aquí el que pueda aumentarse de un modo notable la luz producida por una llama, v. gr., de alcohol, poniendo en contacto de ella varios cuerpos sólidos, como alambres de hierro, platino, ó filamentos de amianto en el punto indicado por *i*, en la llama *a*, que representa la adjunta figura.

(Fig. 47).

3.° Los gases inflamados, así como tambien los cuerpos sólidos candentes, cesan de arder cuando se hallan en contacto con varios otros cuerpos que tienen la propiedad de enfriarlos, debido, como es consiguiente, á la rápida absorcion por estos del calórico que aquellos poseen.

En este hecho está fundada la aplicacion de las telas metálicas, tanto para la construccion de la lámpara de los mineros, inventada por Davy, como la de las usadas para sople-

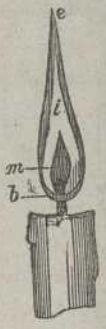
tes de mezclas explosivas y para pantallas de chimeneas, (1) etc., etc.

4.° La cantidad de aire que llega á la llama, influye sobre su poder alumbrante: si está en esceso, perjudica porque la enfria, y si el aire llega en corta cantidad, la combustion es incompleta y la llama débil y envuelta en humo.

5.° La temperatura de una llama es independiente de su poder alumbrante: así la del hidrógeno, es apenas visible y produce muchísimo calor. Por eso en el mal sistema de apagar los incendios con agua, sucede que, descompuesta esta, aumentan el fuego el hidrógeno y oxígeno de ella.

6.° La llama de un cuerpo simple, en combustion, es homogénea en todas sus partes; mientras que es compleja en igualdad de circunstancias, la procedente de un cuerpo compuesto.

Sentados estos hechos generales, que en nuestro juicio, compendian cuanto hay de más importante en la teoría general de la llama pasemos á considerar la constitucion de esta en un cuerpo compuesto, por ejemplo, tal como la ofrece una bujía esteárica que esté ardiendo sin oscilacion alguna, segun indica la siguiente figura.



(Fig. 48).

En esta llama, se distinguen perfectamente cuatro partes muy distintas marcadas, con las letras *b, m, i, e*:

b que es la base de la llama, debe su color azul á que te-

(1) Seria de desear que se generalizara el empleo de las telas metálicas, por ejemplo, en los contadores de gas y para construir lámparas muy útiles en los casos de duda en la huida del gas del alumbrado de las casas particulares.

Pinche de tornillo

niendo en este punto lugar la corriente continua de aire frio, desciende algo la temperatura de la llama, y efectuándose entonces menos fácilmente la combustion esterior, medio se quema nada más el carbono dando origen á óxido de carbono, gas que arde con llama azulada.

m es un cono, ó parte oscura de la llama, formada de vapor combustible muy caliente, pero que no arde por falta de oxígeno.

i cono ó parte brillante de la llama, en la que se verifica una combustion más completa, pero depositándose carbon que, interpuesto en la llama, aumenta segun hemos dicho, el poder alumbrante de la misma.

e cubierta ó túnica gaseosa, casi imperceptible, que rodea la llama: la combustion es aquí completa y la temperatura más elevada que en parte alguna de la llama.

Estudio del soplete y su empleo. Las diversas partes de una llama tienen propiedades químicas diferentes; y en esto están fundadas las análisis al soplete (1).

El soplete se compone por lo regular de varias piezas ajustadas unas en otras, segun indica la siguiente figura.

(Fig. 49).

(1) El soplete fué inventado en 1738 por el químico sueco Swab: posterior-

a y *b*, son un tubo cónico cuyo extremo *a*, se introduce en la boca, ó bien se aplica solamente sobre los lábios; la extremidad *b*, más estrecha, encaja en un depósito cilíndrico *c d*, que sirve á la vez como depósito de aire, y para retener la humedad enviada por el soplo. Este cilindro suele tener en su fondo *d* un pequeño agujero cerrado con un tapon, para hacer salir el agua despues que se ha usado el instrumento: por uno de sus lados se ajusta una pieza adicional *f*, en la cual encaja á rozamiento el pequeño tubo *g*, que es el que dá salida al aire aspirado. Al extremo de este tubo, se adaptan, segun convenga, otros tubitos de platino *h*, que terminan en punta, y cuya abertura es más ó menos fina segun la corriente de aire que se quiere producir.

El aire aspirado no debe haber pasado por el pulmon, pues en este caso saldria muy impuro, y no activaría suficientemente la combustion. Ejercitándose en la práctica de este instrumento se consigue aspirar el aire por medio de la nariz, lanzándole acto continuo, por el movimiento de los músculos de la boca; siendo posible, cuando se tiene un poco de hábito, el sostener de esta manera una corriente de aire contínua durante bastantes minutos.

La utilidad de los ensayos al soplete puede decirse que es debida á la propiedad reductriz y oxidante de dos conos existentes en la llama, pero más particularmente á la reaccion especial que presentan, cuando interviene una alta temperatura, los óxidos metálicos disueltos en el borax. Esta sal ácida, que como es sabido está constituida, en el estado anhidro, por la combinacion de un equivalente de sosa con dos de ácido bórico, v. gr.: $NaO,2BoO^3$, tiene en efecto la propiedad de disolver, fundida, la mayor parte de los óxidos metálicos, adquiriendo coloraciones particulares que sirven para distinguir los diferentes metales; cuya circunstancia es preciosa para las análisis cualitativas, en atencion á que se manifiesta aun operando sobre cantidades extremadamente ténues. Con este fin,

---

mente recibió su uso importantes modificaciones por Bergmann, Ganh, Berzelius y sobre todo por el malogrado y eminente químico aleman, Plattner.

se hace uso de un hilo de platino retorcido por una de sus

(Fig. 50).

puntas en forma de anillo; se sumerje este extremo ligeramente humedecido en borax pulverizado y anhidro, al que se agregan algunas partecillas del óxido metálico que se quiere reconocer; en tal estado, se funde la materia al soplete, dirigiendo el dardo de la llama al centro del anillo, segun indica la adjunta figura.

(Fig. 51).

Al poco tiempo se obtiene una materia fundida en forma de perla, que presenta despues de enfriada una coloracion particular característica del óxido metálico.

Cuando el metal forma muchos grados de oxidacion, suele dar al borax dos coloraciones muy diferentes; y como estas pueden obtenerse indistintamente, servirán ambas para comprobar su naturaleza. En la parte brillante *b*, de la llama que está inmediatamente antes del espacio oscuro interior *a a'*, el gas es reductivo, porque las partes combustibles de él no es-

tán todavia enteramente quemadas, sobre todo si la abertura del soplete es muy estrecha; al contrario, antes de la porcion brillante *b*, en *c*, el gas es oxidante por hallarse mezclado con

(Fig. 52).

un esceso de aire atmosférico; por lo tanto, será preciso calentar el borax en *b*, cuando se quiera obtener la coloracion producida por el protóxido, y en *c*, la correspondiente al peróxido.

Respiracion. El pedazo de encina que arde y el animal que respira, realizan un fenómeno de la misma naturaleza; para convencernos de ello, no hay más que comparar los productos de la respiracion de un animal, con los que proceden del hogar de una chimenea en donde los elementos de la leña hallan el oxígeno necesario para quemarse completamente: en la chimenea, como en el animal, es absorbido (inspirando) el aire, produciéndose ácido carbónico, vapor de agua y aire muy pobre en oxígeno. ¿Qué se ha hecho de la mayor parte de éste al atravesar el hogar de la chimenea, en donde estaban los elementos combustibles de la leña hidrógeno y carbono? Sin duda alguna, combinarse con dichos elementos, produciendo agua y ácido carbónico. ¿Y dónde ha ido, ó en qué se ha empleado el oxígeno que falta al aire exhalado despues de la respiracion, respecto del que fué absorbido ó aspirado? Aqui, como en el caso anterior, el oxígeno del aire ha hallado carbono é hidrógeno, bajo una forma cualquiera, juntamente con una temperatura auxiliar propicia, y se ha unido con ellos transformándoles en ácido carbónico y en agua: por lo tanto, es de todo punto imposible negar la analogia que existe entre los principales fenómenos quimicos de la respiracion y de la combustion, considerados en su acepcion más vulgar. La temperatura del cuerpo guarda tambien cierta

relacion con la del combustible quemado, y las ciencias químicas y fisiológicas, estrechamente asociadas para resolver tan importantes cuestiones, en el terreno útil y verdadero de la observacion y la experiencia, han puesto fuera de duda que el calor que, por término medio, tiene un individuo en estado normal cada 24 horas, representa sensiblemente los mismos grados de temperatura que ofrecerian los pesos ó volúmenes de hidrógeno y carbono, si en vez de quemarse, por ejemplo, en el pulmon, lo efectuaran en un hornillo á propósito. Por razones análogas, se observa el que tengan mayor temperatura aquellos animales en los que la respiracion (combustion) es muy activa, como por ejemplo, las aves, mientras sucede lo contrario en la que es muy tardía, como en los reptiles, etc.

Descripcion del aparato respiratorio. Podemos considerar los pulmones, centro en donde se efectúa la respiracion, como redes pulposas constituidas por el enlazamiento de pequeños tubitos sumamente ténues, y cuyas últimas ramificaciones, terminadas en cono invertido (á manera de filtro) en las celdillas llamadas pulmonales, comunican por la tráquea-arteria, por el istmo del paladar y las fosas nasales, y por consiguiente, con el aire esterior: las paredes de las celdillas pulmonales están profusamente cubiertas de una red espesa de vasos capilares, de tal modo, que el aire contenido en ellas solo está separado de la sangre por una membrana finísima y permeable; por manera, que el aire y la sangre se ponen en contacto inmediato por el intermedio del líquido que impregna las paredes de dichos vasos. Los capilares se reunen poco á poco en ramas, cuyo grandor va aumentando progresivamente, hasta que unidas estas á su vez, constituyen cierto número de troncos espesos que van finalmente á desembocar en el corazon.

Movimientos de la sangre debido á las contracciones de las cavidades del corazon. El corazon está dividido por una especie de celdilla en dos mitades, formando cada una dos cavidades sobrepuestas, un ventrículo y una aurícula, que comunican por una extensa abertura provista de válvulas. Las contracciones del corazon son la primera causa del movimiento de la sangre.

La contraccion del ventrículo derecho, impulsa á la sangre (que afluye á la aurícula derecha) al pulmon, por la arteria pulmonal; del pulmon, la sangre pasa por los troncos de las venas pulmonales á la aurícula y al ventrículo izquierdos, de cuyo punto es impulsada por la contraccion de estas últimas cavidades, á un gran tronco, la aorta, que la distribuye en las ramificaciones de las arterias de todo el cuerpo.

La sangre vuelve en seguida por las venas, en el estado de sangre venosa, á la aurícula y ventrículo derechos, para reproducir nuevamente este movimiento circulatorio interin haya vida en el individuo.

Las contracciones de las cavidades del corazon producen los latidos de esta víscera y el pulso en los vasos arteriales.

En el hombre adulto, cada latido del corazon impele hacia los vasos sanguíneos del pulmon una cantidad de sangre, estimada por los fisiólogos, partiendo de la capacidad del ventrículo derecho á 150 ó 180 gramos (Volkman): por consiguiente, la sangre que atraviesa el pulmon, por minuto, asciende contando como término medio 72 pulsaciones, á la enorme suma de 11 á 13,5 kilógramos.

Descrito ya el aparato en donde principalmente tiene lugar la combustion de los elementos de la sangre, á espensas del oxígeno del aire, y favorecida por la grande superficie que la sangre presenta en los pulmones, así como por la temperatura desarrollada, y formada, en fin, una idea respecto del movimiento continuo de la sangre en el cuerpo humano, veamos de esplicar, bajo el punto de vista que nos hemos propuesto, de qué modo ó en virtud de qué reacciones tiene lugar el cambio de la sangre venosa en sangre arterial.

Para ello, creemos lo más conveniente á nuestro intento, condensar en varias proposiciones generales, el criterio más admitido hoy en la ciencia, como síntesis de muchos hechos esperimentales perfectamente observados por los primeros químicos y fisiólogos de Europa.

1.ª Agitada la sangre arterial reciente, con un tubo de vidrio, hay un abundante desprendimiento de oxígeno: lo mismo sucede haciendo atravesar por ella un gas inerte, como por ejemplo el nitrógeno.

2.ª Repitiendo el esperimento con la sangre venosa, se

desprende una cantidad sensible de gas ácido carbónico; siendo mucho más abundante este, sometiendo dicha sangre á la corriente de nitrógeno mencionada.

3.ª Cuando la sangre arterial reciente se sujeta, en una vasija de vidrio de mucha capacidad, á una corriente de gas ácido carbónico, hay un gran desprendimiento de oxígeno y y la sangre toma el olor, color y sabor que físicamente caracterizan en general á la sangre venosa.

4.ª Sometida á su vez la sangre venosa á una corriente de oxígeno, pierde su color rojo azulado y de aspecto como carbonoso, hay un abundante desprendimiento de ácido carbónico, y toma un color rojo bermellon muy semejante al de la sangre arterial, y en fin; adquiere un sabor azucarado, parecido al que posee este último líquido. La siguiente fórmula dará mejor á conocer la reaccion mencionada.

$$\text{Sangre venosa} = \underbrace{2\dot{F}e\,\ddot{C}}_{\text{carbonato ferroso.}} + \underbrace{2\,O}_{\text{oxígeno}} = (\text{aire en los pulmones}) = \underbrace{2\ddot{C}}_{\text{ácido carbonico.}} + \underbrace{Fe^2\,O^3}_{\text{óxido férrico.}} = \text{Sangre arterial.}$$

5.ª El óxido férrico, es uno de los agentes de oxigenacion más enérgicos; cede el oxígeno con suma facilidad á los cuerpos reductores (combustibles), y queda convertido en óxido ferroso; y si entre los productos formados, hay ácido carbónico, se combina con él formando carbonato ferroso, soluble en un esceso de ácido carbónico y capáz de descomponerse en ciertas circunstancias y al contacto del oxígeno, quedando el ácido carbónico en libertad y pasando nuevamente á óxido férrico, el óxido ferroso, para producir idénticas reacciones en iguales circunstancias.

6.ª 100 volúmenes de aire inspirado poseen, antes de llegar á los pulmones, esta composicion.

Oxígeno..	21
Nitrógeno..	79
Acido carbónico. (=0,0003) .	
	100

Mientras que, despues de la respiracion, ofrecen al análisis los resultados siguientes:

Oxígeno..	15
Nitrógeno.	81
Acido carbónico..	4
	100

Por consiguiente, la cantidad de oxígeno disminuye en el aire una quinta parte, mientras que el ácido carbónico aumenta 100 veces más.

7.ª La transformacion de la sangre venosa en sangre arterial y el cambio de color que esperimenta, consisten, pues, en la eliminacion de cierta cantidad de ácido carbónico exhalado y en la absorcion de cierta cantidad de oxígeno del aire, que se combina con los principios de la sangre.

8.ª Los pulmones son, hasta cierto punto, el grande centro en donde se realiza esta especie de combustion; pero la oxidacion de la sangre se verifica de igual modo, en todo el trayecto circulatorio, mediante la accion oxidante del hierro, peroxidado, y existente en los glóbulos sanguíneos: por manera que la sangre arterial representa una corriente ascendente de oxígeno conducida por el óxido férrico, mientras que la sangre venosa puede ser considerada como una corriente descendente de ácido carbónico que el hierro conduce, al estado de carbonato de protóxido, al aparato pulmonal; pues no hay que creer que el ácido carbónico espirado procede de la combustion inmediata del oxígeno absorbido; de ningun modo, es producido por una combustion más remota. Sucede en los pulmones, una especie de cambio entre el ácido carbónico espirado y el aire (y por lo tanto el oxígeno), depositado en las celdillas, para una oxidacion ulterior.

9.ª Hay una relacion íntima entre la temperatura del cuerpo humano y la respiracion; así como á su vez existe, en este acto, entre el oxígeno del aire y el hierro que ha de ser el agente de combustion, transformado en óxido férrico.

10. Bajo el punto de vista químico, puede considerarse el ejercicio corporal como muy semejante al aumento de tiro de

una chimenea para que arda mejor el combustible hacinado y que puede perjudicar á la estancia en que se halla; ó bien avivar la combustion acelerando el movimiento del aire mediante fuelles, etc.

11. A todo cambio en la composicion normal del aire, sigue una alteracion correspondiente de la sangre, y como consecuencia de esto una modificacion más ó ménos remota de los órganos que ella nutre. Permítasenos consignar aquí como prueba de lo expuesto algunos hechos experimentales relativos á los glóbulos de la sangre y á la materia que los constituye, en relacion con el oxígeno normal ú ozonizado.

Con el objeto de esplicar los fenómenos de oxidacion enérgica de la economía y el poder de la sangre, principalmente de los glóbulos, para disolver y fijar químicamente mucho más oxígeno que lo que permiten las leyes de absorcion física de este gas, se ha investigado si dichos glóbulos y su contenido tenian la facultad de ozonizar á los demás cuerpos. Los resultados obtenidos han sido negativos. Los glóbulos no ozonizan el oxígeno ordinario; mas si se añaden á una mezcla de tintura de guayaco y de un compuesto que pueda considerarse como un depósito de ozono (NO_4^-) la mezcla permanece incolora algunos segundos, pero en seguida aparece la coloracion azul característica.

La disolucion de hematina ofrece una accion más sensible en este caso que la de cualquiera otra sustancia mineral ú orgánica. La disolucion alcohólica de guayaco, azulada por el ozono, se decolora rápidamente formando un coagulo oscuro bajo la influencia de un esceso de sangre; puede admitirse, que, en este caso, combinado débilmente el ozono á un principio resinoso del leño, se exalta su fuerza de afinidad por él bajo la presencia de la sangre, porque en efecto, la tintura pierde su poder colorante. Resulta de estos hechos, independientes de toda teoría, que las células de la sangre pueden modificar las afinidades del oxígeno.

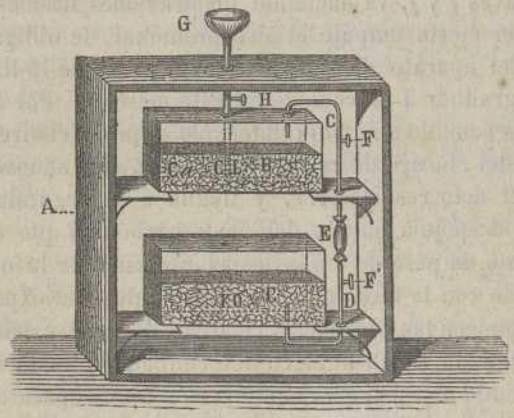
Los interesantes experimentos de Mr. Boeckel han demostrado que el ozono en la dosis de $\frac{1}{2000}$ provoca rápidamente una inflamacion de los pulmones que puede ser muy grave. En dosis más débiles, pero inspirado durante mucho tiempo,

da lugar á bronquitis intensas y á neumonías. La sangre de los animales muertos por el ozono, aparece muy rica en fibrina y su color negro indica que se ha verificado una oxidacion activa. Se ha hablado mucho en pró y en contra de la influencia del ozono en las enfermedades del pecho, gripes, catarros, neumonías, bronquitis, etc. De las tablas estadísticas de Mr. Boeckel y del juicio de otros autores resulta, que entre las causas esternas que producen las afecciones pulmonales, el ozono representa la más principal de todas.

El cólera empieza ordinariamente en las épocas en que existe el mínimum de ozono y el máximum de temperatura; pero en la marcha de esta enfermedad no está bien establecida todavía la relacion que guarda con el ozono.

EXPIRÓMETRO (1) (*aparato para determinar la cantidad de agua y ácido carbónico producido en la respiracion*).

Este aparatito, del cual damos una idea en la adjunta figura, consta esencialmente de una caja ó estuche de madera



(Fig. 53).

A, en cuyo interior hay dos cajitas de vidrio *B* y *C* bien tapadas y puestas en comunicacion mediante las dos mitades de

(1) Aun cuando en nuestra *Memoria Oficial*, relativa á la exposicion de Lóndres, digimos que este aparato habia sido presentado por un expositor inglés, fué para evitar los inconvenientes de crítica parcial de que han sido objeto varias veces nuestros escritos ó trabajos de laboratorio; y así, diciendo

un tubo de vidrio encorvado *C* y *D*, unidas entre sí por un tubito de goma elástica *E*, el cual puede abrirse ó cerrarse á voluntad tirando de unas trencillas de estambre, que á modo de lazo corredizo hay en su parte media; cada mitad del tubo tiene además una llavecita de vidrio esmerilado que cierra herméticamente: en la cajita inferior hay potasa cáustica partida en pequeños pedazos y en la superior cloruro de calcio fundido; ambas sustancias se hallan al abrigo del aire exterior por medio de sus respectivas tapas, muy bien ajustadas al esmeril en sus correspondientes huecos, y además soldadas con un mastic graso á propósito. La tapa de la cajita que contiene el cloruro del calcio, está soldada á una especie de embudo *G* de vidrio, con una llave *H*, cuyo embudo se adapta á la boca del operador cuando se quiere que el aire espirado esté en contacto con las mencionadas cajas: una disposicion particular del estuche de madera, facilita el sencillo juego de las llavecitas de vidrio y demás partes del aparato. La manera de servirse de él es la siguiente: colocada herméticamente la boca del operador en el embudo *G*, y abiertas las llaves *f* y *f*, vá haciendo inspiraciones nasales, y espirando con cierto empuje el aire pulmonal, le obliga á pasar dentro del aparato descrito; el fácil juego de la llave *H*, le permite graduar á su comodidad este ejercicio. Por lo demás, nada mas sencillo de comprender que al pasar el aire espirado á través del cloruro de calcio, pierda el vapor acuoso, procedente del acto respiratorio, y llegue á la segunda caja en donde se despoje á su vez del ácido carbónico que contenga; el aumento de peso de ambas cajas, despues de la operacion, comparado con la tara de las mismas, antes del experimento, dará á conocer las cantidades relativas de agua y ácido carbónico producido en un número determinado de inspiraciones.

Haciendo una pequeña modificacion á este aparato, pueden apreciarse al mismo tiempo que el agua y el ácido carbónico, la presencia de otros cuerpos gaseosos y desconocidos, que sin duda deben existir en el aire normal espirado, y sobre todo,

---

que este aparato era de un extranjero, estábamos seguros de que habia de gustar, como en efecto ha sucedido.

Hoy ya podemos declarar que nos pertenece por completo su invencion, buena ó mala, toda vez que los vigías árabes le han dejado pasar nuestra frontera bajo el amparo del pabellon Inglés.

en el producido bajo la influencia de ciertos estados patológicos; á este fin, aconsejamos el empleo de copos de algodon, embebidos en el permanganato de potasa líquido, ó bien el uso de un colodion sensibilizado con disoluciones salinas convenientes al objeto.

Causas de la insalubridad del aire. Las principales son la combustion y la respiracion de las gentes y de los animales.

Para comprender la facilidad con que puede viciarse la atmósfera, por el primer concepto, basta fijar la atencion sobre los datos que á continuacion consignamos.

Si en una estancia, cuya capacidad sea de 50 metros cúbicos, arde una bujía que pese 100 gramos, se producirán 150 litros de ácido carbónico privando al aire de una cantidad mayor de oxígeno.

Si en vez de la bujía, son 100 gramos de carbon los que se queman, se originarán 180 litros de ácido carbónico, consumiéndose igual volúmen de oxígeno.

Una vela, de 6 en libra, quema por hora 11 gramos de materia combustible, y consume 340 litros de aire, en los que hay 113 litros de oxígeno.

Si la bujía es de las de 5 en libra, arden por hora 13 gramos de materia combustible: desaparecen 435 litros de aire y con ellos 145 litros de oxígeno.

Cada metro cúbico de gas del alumbrado, fija por lo general $2\frac{1}{2}$ metros cúbicos de oxígeno, y produce 2 metros cúbicos de ácido carbónico.

Y en fin, una lámpara de aceite, cuya mecha sea bastante grande, gasta 42 gramos de materia combustible por hora, y consume 1680 litros de aire, de los que 560 son de oxígeno.

Insalubridad del aire por la respiracion. HOMBRES.—Un niño de 8 años quema 5 gr. de carbono por hora=120 gr. cada 24 horas.

Esta cantidad va aumentando hasta 15 años.

A los 16 quema 10 gr. de carbono por hora = 240 gr. ——
De 18 á 20 = 11 por hora = 264 ——
De 20 á 30 = 12 — = 288 ——
De 30 á 40 = id. — id. ——
De 40 á 60 = 10 — = 240 ——
De 60 á 80 = 6 — = 144 ——

Un anciano de 102 años = 5 gr. 9 por hora = 141,6 cada 24 horas.

MUJERES. Las niñas de 8 años, hasta 15, ofrecen el mismo progreso que en los niños, pero siempre menos que en estos.

Al llegar el primer período crítico, hay disminucion de carbono, quedando como en la infancia; despues sigue el aumento de ácido carbónico hasta la otra edad crítica, sin que pase de 6gr.5 de carbono, como en la primera edad: por manera, que mientras el hombre quema 11gr. entre 16 y 40 años, la mujer queda estacionaria.

Aceptando que toda persona medianamente constituida, verifica en el estado de quietud, 15 inspiraciones por minuto, y que en cada una de ellas es absorbido ½ litro de aire atmosférico; y en fin, admitiendo con los químicos y fisiólogos más autorizados, que el aire exhalado, despues de la combustion pulmonal, contiene 5 por 100 de ácido carbónico y 15 por 100 de oxígeno: resulta; que en el espacio de 24 horas, un hombre produce 540 litros de ácido carbónico y consume 10,800 litros de aire (1).

De estos datos, sobre los que nunca se reflexionará bastante, han partido los químicos y fisiólogos para calcular las leyes de la vida respiratoria: segun ellas, la *racion mínima* que toda persona necesita para vivir normalmente, es de 6 á 10 metros cúbicos por hora, de aire puro, fresco y con algo de humedad (2).

En vista de las consideraciones espuestas anteriormente, veamos de apreciar de una manera aproximada la cantidad de ácido carbónico producido en Madrid cada 24, por el solo efecto de la respiracion de las gentes reunidas en la capital.

Segun el último censo de la poblacion, puede calcularse en 290.000 las personas que diariamente viven en la córte, si se agregan á las 281.170 de residencia fija, unas 9.000 más entre forasteros y guarnicion flotante. Por consiguiente, y siendo 540 litros el volúmen que de dicho gas origina cada individuo, en el referido tiempo, resulta que cada 24 horas se forman 156.600 metros cúbicos de ácido carbónico.

---

(1) Conforme á los esperimentos practicados al intento, pueden considerarse estos números como el mínimum de ácido carbónico producido. En efecto, á 18 inspiraciones aumenta hasta una quinta parte más la proporcion de oxígeno absorbido (Liebig; *Cartas sobre la Química*, p. 96, edicion española).

(2) Esta cantidad de 6 metros cúbicos, es precisamente el volúmen de aire necesario para mantener, al estado de vapor, la totalidad de agua producida por la transpiracion pulmonal y cutánea (Leblanc).

Admitiendo ahora, que el gas ácido carbónico ocasionado por la respiracion de los animales y la combustion, datos no comprendidos en el cuadro anterior, representa una cantidad igual á la que nosotros producimos, tendremos, como resultado definitivo, que en nuestra capital se originan cada 24 horas y por dichos conceptos 313.200 metros cúbicos de ácido carbónico.

Por último, conforme á los planos y datos más exactos, resulta que la superficie total de Madrid, intramuros, es de 7.775,173 metros: por consiguiente, la capa de ácido carbónico formado por todos conceptos, solo ocupará unos 2 milímetros de altura, en nuestra atmósfera, permaneciendo más ó menos tiempo en ella segun la intensidad de las corrientes de aire.

Pero si bien es cierto que constantemente impurifican el aire normal la respiracion de las gentes y animales, á la vez que la combustion, no es menos evidente que la Sabiduría eterna ha dotado á ciertos séres de la maravillosa facultad de ser depósito de alimentos y medicamentos para el hombre, recrear su ánimo embelleciendo la creacion y purificar la atmósfera que respira. Estos séres bienhechores son las plantas: en efecto, ellas son las que bajo la influencia de los rayos químicos de la luz solar (violeta é indigo), descomponen en su masa verde el ácido carbónico de la atmósfera, es decir, la secrecion de la vida respiratoria y social del hombre, y asimilando en sus admirables órganos el carbono, para formar con los demás elementos fundamentales, ora las féculas ó azúcares, ya los aceites esenciales y las grasas, ó bien las sustancias plásticas, ó bien, en fin, la bienhechora quinina, enviando además torrentes de oxígeno puro al aire que ha de servir nuevamente para la vida de los séres que pueblan el universo; por consiguiente, la vejetacion es, por regla general, un poderoso agente de purificacion del aire atmosférico.

Desinfectantes químicos. Sea cualquiera la teoría que acerca de los principios miasmáticos se admita, bien sea la de los fermentos orgánicos, la de los gérmenes vegetales y animales parásitos, ó bien, en fin, la nuestra, sosteniendo que pueden ser modificaciones isoméricas de los principios constitutivos del aire y del agua, correspondientes á los estados alotrópicos de

los elementos fundamentales de los mismos (véanse nuestros estudios químicos sobre el aire atmosférico de Madrid) ello es cierto, que en circunstancias dadas hay *algo más en el aire* que lo que existe normalmente: y este algo más, verdadero duende ocasional de varias enfermedades, solo se manifiesta en muchas ocasiones por sus efectos terribles. Pues bien, con el objeto de combatir esas condiciones estrañas y perjudiciales que adulteran al primer alimento de vida, es decir, al aire, para cuya pureza, y teniendo presente su manera de funcionar, deberian apurarse todos los recursos de la ciencia, juntamente con el más exquisito cuidado individual, supuesto que al fin se truecan en efectos convergentes, los resultados del abandono en este sentido, indicaremos á continuacion los diferentes desinfectantes más eficaces, clasificados con arreglo á su mayor accion química y destructora sobre esas sustancias mencionadas; pero comenzando por los más débiles, para finalizar con el cuerpo que en la actualidad se considera, despues de muchos estudios comparativos, como el mejor y más eficaz desinfectante conocido. Esta clasificacion es la siguiente:

Vinagre.
Acido sulfuroso.
Agua en vapor (1).
Cloro.
Acido hipocloroso.
Nitrico.
Hiponitrico.

Por lo demás, nada más sencillo que la manera de obtener y de servirse de este último desinfectante (el mejor de todos en nuestra opinion); para ello solo hay que hacer lo que sigue:

1.° Echar una moneda de cobre en un vaso ó copa, como de medio cuartillo, y encima algunos centímetros cúbicos de ácido nítrico del comercio.

2.° Poner en seguida, sobre un punto cualquiera de la ha-

(1) Segun los esperimentos del general Morin, resulta que la dispersion y disolucion en el aire de cierta cantidad de agua en vapor, á una presion dada, modifica sensiblemente su estado eléctrico, formándose á la vez que una niebla, más ó menos densa, oxígeno activo (*ozono*) y un ácido de la serie nitrosa; contribuyendo ambos cuerpos á destruir ciertas emanaciones pútridas, ó corpúsculos designados por Bergman con el nombre de *inmundicias del aire*.

bitacion, la copa así dispuesta, y salirse de ella al momento, cerrándola bien para no respirar el gas rojo intenso desprendido, que es muy molesto y hasta nocivo, cuando está concentrado ó en gran cantidad en la atmósfera.

3.° A los diez minutos, se entra en la habitacion, se abren las puertas y balcones, si todavía molesta el olor, y en cuanto ya se nota poco, se cierra y quema en la estancia estoraque ú otro cualquier aroma suave é inofensivo.

La mejor prueba de que el aire está bien desinfectado, consiste en dejar expuesto á su accion y despues de aromatizado, un pedazo de papel ozonométrico humedecido (véase la página 87): si el papel toma al punto una coloracion azul muy intensa ó perceptible, la desinfeccion es completa.

Respecto á las cantidades que deben emplearse de cobre y ácido nítrico, para desinfectar un volúmen dado de aire, guardarán la siguiente relacion:

Una décima de real, y cinco centímetros cúbicos de ácido, del comercio, bastan para purificar una estancia ó dormitorio de cincuenta metros cúbicos de capacidad.

La misma moneda de cobre y diez centímetros cúbicos de ácido purifican completamente una habitacion de cien metros cúbicos de capacidad:

Por consiguiente, el volúmen del aire que se ha de desinfectar es al del ácido ordinario: : 10 : 1.

Los excelentes resultados obtenidos por el NO^4 como desinfectante, me despertaron la idea de someter las hilas á la accion de los diferentes gases simples y compuestos, así como tambien de diversos líquidos volátiles, con el objeto de obtener una coleccion de hilas químico-terapéuticas, que sin intermedio de ungüentos, pomadas ni tinturas, muchas veces nocivas, más bien que provechosas, obraran directamente sobre las alteraciones de la piel, y en efecto, he conseguido muy buenos resultados en este sentido, particularmente en las preparadas con el ácido hiponítrico que constituyen hilas antipútridas y hemostáticas en el más alto grado, segun los hechos recogidos en el hospital militar de esta córte por el Sr. de Losada y en la práctica privada del laborioso y distinguido Dr. Velasco.

Por lo demás, la preparacion de estas hilas (y con corta diferencia las de todas) es muy sencilla: se reduce á someter

las hilas huecas y colocadas en vasija de gran capacidad. á una corriente de ácido hiponítrico, producido por el método ordinario.

Aplicaciones á la higiene de varios hechos químicos.

1.° *Estacion de invierno.* — Quemar en las habitaciones plantas aromáticas. De este modo se templa el aire respirable y obran como moderadores del oxígeno atmosférico ozonizado, con quien se unen, el hidrógeno y carbono, procedentes de los gases pirogenados producidos en la combustion de dicha sustancia. Es útil impregnar de igual modo las ropas de cama y prendas de vestir. La asociacion al espliego del tomillo y cantueso, producen un gas excelente al objeto.

2.° Hacer uso del algodon en rama á raiz de la carne, y mejor que usarle solo, poner entre las dos superficies de las mantas de algodon que sirven de entretela en los vestidos, uno ó dos pliegos de papel Berzelius; igual aplicacion se hará en casos dados con las coberturas de cama.

3.° Hacer varias inspiraciones estando próximo á una vasija que contenga agua caliente á unos 46° ó 50° y aromatizada.

4.° Poner en las alcobas una palancana ó barreño con lechada de cal reciente, renovando todos los dias su superficie de un modo cualquiera.

5.° *Estacion de verano.*—Fumigar las habitaciones y ropas de cama con el gas procedente de la accion del ácido nítrico ó agua fuerte sobre una moneda de cobre, llevando la desinfeccion hasta que un papel azul de tornasol préviamente humedecido tome color rojo. En casos de enfermedad de carácter pútrido, debe usar el enfermo almohadas y aun colchones, cuya lana esté impregnada de este gas.

6.° Respirar frecuentemente el aire más próximo á una caida de agua cualquiera, desde el chorro de un botijo hasta la espita de una fuente. Tambien es de buen resultado respirar dentro de una vasija que contenga hielo ó un líquido casi helado.

7.° Lavarse muy amenudo con agua alcohólizada: en par-

ticular las manos deberán bañarse bien en dicho líquido antes de entregarse al sueño.

8.° Respecto á las aplicaciones correspondientes á las estaciones medias, *primavera y otoño*, se observarán una ú otra de las recomendadas en verano ó invierno, segun la clase de enfermedades que dominen en dichas estaciones.

RESUMEN.

1. Bien que sospechada la complejidad del aire atmosférico, por varios alquimistas y sábios de la antigüedad, es lo cierto que Lavoisier en Francia y Scheele en Suecia, fueron los primeros que dieron á conocer su verdadera composicion y propiedades; Lavoisier, descomponiendo el aire atmosférico por medio del mercurio, y Scheele valiéndose de la accion del aire sobre los sulfuros alcalinos.

2. Los principales métodos modernos, que mejor pueden darnos á conocer la composicion del aire atmosférico son: por la accion del fósforo en frio, y mejor á una temperatura conveniente, en presencia de un volúmen determinado de aire; por el potasio, cloruro cuproso-amoniacal ó ácido pyrogálico, sobre el mismo; por la accion del cobre enrojecido sobre dicho cuerpo, y en fin, por los medios eudiométricos. El mejor y más práctico de estos procedimientos, es el del fósforo y ácido pyrogállico: cuando se desea apreciar á la vez el ácido carbónico y el vapor de agua, debe adoptarse el procedimiento de Dumas.

3. El aire es una mezcla de oxígeno, nitrógeno y ácido carbónico, en esta forma:

En volúmen.	Oxígeno.	21
	Nitrógeno.	79
		100
En peso. . .	Oxígeno.	23,13
	Nitrógeno. . . .	76,87
Acido carbónico.		=0,0004
Vapor de agua.		=0,007

4. El aire es un gas permanente á 50 atmósferas de presion y á un frio de — 110°; incoloro, inodoro é insipido; soluble en el agua, propio para la combustion y el mejor gas respirable conocido: un litro de aire pesa en las condiciones normales de presion y temperatura $1^{gr}.2932$. El espesor de la atmósfera es próximamente de 60,000 metros (unas 15 leguas de á 4 kilómetros); la presion media de la atmósfera valuada al nivel del mar es igual á una columna de agua de $10^{m}.395$ de altura, ó á una columna de mercurio de $0^{m}.760$ (28 pulgadas), advirtiendo que unas y otras poseen el mismo diámetro en toda la longitud dicha. El coeficiente de dilatacion del aire, privado de vapor de agua, es = 0,00367: es decir, que el aire seco se dilata por cada grado de temperatura, una fraccion = 0,00367 de su volúmen á 0°.

5. El aire es mezcla y no combinacion química, por las consideraciones siguientes: 1.ª ser escepcion á la ley de Gay-Lussac respecto á la relacion sencilla de volúmen en que los gases se combinan; 2.ª no ofrecer fenómeno alguno químico, la preparacion artificial del aire; 3.ª disolverse en el agua y en la misma relacion de capacidad disolvente, tanto el oxígeno como el nitrógeno, como si estos gases se disolvieran separadamente en ella; 4.ª la escepcion que ofrece el aire, siendo combinacion química, á las leyes de refraccion observadas por Dulong en los compuestos gaseosos; 5.ª y en fin, por la sencillez y suavidad con que se verifica normalmente el acto respiratorio.

6. Las combustiones en el aire, son menos intensas que en el oxígeno puro, por la sencilla razon de que siendo en esta absoluta la cantidad del cuerpo comburente, solo hay una de él en cinco volúmenes de aire: por eso, cuando se quiere avivar las combustiones, se hace llegar con suma rapidez al cuerpo combustible el mayor volúmen posible de aire atmosférico.

7. La llama de un cuerpo compuesto en combustion, por ejemplo, de una bujía esteárica, consta de cuatro partes, á saber; 1.ª base azul diáfana; 2.ª cono oscuro; 3.ª cono luminoso; 4.ª y en fin, túnica ó cubierta poco perceptible y gaseosa que rodea toda la llama: la mayor temperatura reside en esta última parte. Cada una de ellas tiene diferentes propie-

dades y en esto descansa el fundamento del uso del soplete para las análisis químicas.

8. La respiracion, considerada químicamente, no es más que una combustion entre los principios comburentes que la sangre venosa lleva en disolucion, y el oxígeno del aire inspirado en virtud de los movimientos del aparato pulmonal; el calor y los productos originados en este acto natural guardan suma analogía con los que se formarian, en igualdad de circunstancias, quemando el hidrógeno y carbono en un hornillo apropósito.

La sangre venosa (de color rojo vinoso) representa una corriente de ácido carbónico en el organismo, mientras que la sangre arterial (de color rojo bermellon) podemos considerarla como una corriente de oxígeno llevada tambien por dicho líquido nutritivo á todos los puntos del aparato orgánico: por medio de corrientes alternadas, de oxígeno y ácido carbónico, puede hacerse que la sangre extraida de una vena ó de una arteria, ofrezca sucesivamente uno ú otro color, á la vez que casi todos los caractéres físicos y químicos que diferencian ambas clases de líquido; segun los hechos mejor observados, el hierro peroxidado de los glóbulos sanguíneos, es el agente principal de comburencia en estos actos, como lo es constantemente en los terrenos ricos en humus. Las contracciones de las cavidades del corazon, son el orígen de la circulacion de la sangre.

9. Aceptando que toda persona medianamente constituida, verifica en el estado de quietud 15 inspiraciones por minuto, absorbiendo en cada una de ellas ½ litro de aire; y admitiendo en fin, con los químicos y fisiólogos más autorizados, que el aire exhalado despues de la combustion pulmonal (respiracion) contiene 5 por 100 de ácido carbónico y 15 por 100 de oxígeno, resulta que en el espacio de 24 horas, un hombre produce 540 litros de ácido carbónico y consume 10,800 litros de aire.

10. Con arreglo á estos datos, resulta que la racion *mínima* de aire que toda persona necesita para vivir normalmente, es de 6 á 10 metros cúbicos, por hora, de aire puro, fresco y con algo de humedad: tambien es de absoluta necesidad, para la vida normal humana, la luz solar directa.

11. Los esperimentos relativos á los glóbulos sanguíneos y su materia constituyente en relacion con el oxígeno normal ú ozono han dado por resultado: que los glóbulos sanguíneos no tienen la facultad de ozonizar á los demás cuerpos incluso el oxígeno normal, pero que añadiendo á una mezcla de tintura de guayaco y de un compuesto ozonizado ($NO_4^{\prime\prime}$) aparece pronto la coloracion azul. Si la disolucion anterior azulada se trata por un esceso de sangre se decolora rápidamente. De estos hechos se desprende que las células de la sangre pueden modificar las afinidades del oxígeno.

12. El espirómetro es un aparato destinado á determinar la cantidad de los resíduos espirados: la parte más principal del aparato consta de una caja en cuyo interior hay dos divisiones, en la una hay cloruro de calcio, destinado á retener el vapor acuoso; la otra division contiene potasa cáustica, para absorber el ácido carbónico; el aumento de peso de ambas cajas, despues de hacer las correcciones, nos dará á conocer relativamente la cantidad de agua y ácido carbónico producidos en determinado número de inspiraciones.

13. Las principales causas de la insalubridad del aire, en las grandes capitales, son la respiracion de las gentes y animales y la combustion: segun el último censo de Madrid, resulta que cada 24 horas producen sus habitantes 156,000 metros cúbicos de ácido carbónico (=57159,000 metros cúbicos al año) y agregando otra tanta producion por los animales y la combustion, se obtendrá para cada 24 horas y por todos conceptos, un total de 313,200 metros cúbicos de ácido carbónico (= 114318,000 métros cúbicos al año). Bajo la influencia de los rayos químicos de la luz solar, las partes verdes de las plantas descomponen el ácido carbónico de la atmósfera, asimilándose el carbono y devolviendo el oxígeno puro, para que continúe la sábia rotacion que le asignó el Sér Supremo.

El agua arrastra tambien en disolucion incalculables volúmenes de ácido carbónico, el que tienen la facultad de organizar, asimilándosele, ciertos animales, cuyo número y masa esceden á todo cálculo.

14. El aire no posee, en muchas ocasiones, el grado de pureza necesaria para alimentar la vida de una manera normal;

sino que acontece en él algo parecido á lo que sucede con las aguas, que no todas son igualmente puras y saludables para bebida habitual: por esta razon, y dejando á un lado discusiones *teóricas*, inútiles, sobre la naturaleza y propiedades de los cuerpos estraños, denominados gérmenes, miasmas, ó agentes de enfermedad, *procuremos*, por regla general, *oxigenar el aire*, segun hemos visto debia practicarse, en determinados casos, respecto del agua para que fuera potable y por lo tanto útil á las necesidades de la vida. El estudio comparativo de los desinfectantes, considerados bajo el punto de vista químico demuestra, que el mejor de todos, tanto por su accion enérgica, como por su empleo fácil y práctico, es el ácido hiponitrico, ó sean los vapores rojos procedentes de la descomposicion del ácido nítrico, concentrado, en presencia de ciertos metales, como por ejemplo el cobre: escusado creemos advertir, que en esta, como en todas las operaciones químicas, hay que proceder con la cautela y criterio que la ciencia aconseja; sobre todo, tratándose de cuerpos que, como el que nos ocupa, pueden ser nocivos á la salud manejados con imprudencia.

15. La preparacion de las hilas antipútridas y hemostáticas, se reduce á someterlas bajo la influencia de una corriente de ácido hiponítrico; estas hilas obran directamente sobre las alteraciones de la piel y han dado excelentes resultados.

16. Entre las aplicaciones de varios hechos químicos á la higiene, son muy interesantes las siguientes. En tiempo de invierno quemar plantas aromáticas en las habitaciones y poner en las alcobas una palancana con lechada de cal reciente, renovando su superficie todos los dias, y en fin, desprender vapor acuoso y aromático á la atmósfera. En tiempo de verano, fumigar las habitaciones con el ácido hiponítrico. Respirar dentro de una vasija que contenga hielo, y en fin, lavarse muy amenudo con agua alcohólizada. En las estaciones de primavera ú otoño, deberá observarse un tratamiento intermedio entre los de verano é invierno.

sino que nosotros en él algo parecido á lo que sucede con las aguas, que no todas son igualmente puras y saludables para bebida habitual; por esta razon, y dejando á un lado disquisiciones teóricas, inútiles, sobre la naturaleza y propiedades de los cuerpos estraños, denominados gérmenes, miasmas, ó agentes de enfermedad, procuraremos, por regla general, purificar el aire, segun hemos visto debia practicarse, en determinados casos, respecto del agua para que fuera potable y por lo tanto útil á las necesidades de la vida. El estudio comparativo de los desinfectantes, considerados bajo el punto de vista quimico demuestra, que el mejor de todos, tanto por su acción enérgica, como por su empleo fácil y práctico, es el ácido hipoázotico, ó sean los vapores rojos provenientes de la descomposicion del ácido nítrico, concentrado, en presencia de ciertos metales, como por ejemplo el cobre, escusado creemos advertir, que en esta, como en todas las operaciones quimicas, hay que proceder con la cautela y criterio que la ciencia aconseja: sobre todo, tratándose de cuerpos que, como el que nos ocupa, pueden ser nocivos á la salud manejados con imprudencia.

15. La preparacion de las telas antipútridas y humectantes, se reduce á someterlas bajo la influencia de una corriente de ácido hipoázotico; estas telas obran directamente sobre las alteraciones de la piel y ben dado excelentes resultados.

16. Entre las aplicaciones de varios hechos quimicos á la higiene, son muy interesantes las siguientes. En tiempo de invierno quemar plantas aromáticas en las habitaciones y poner en las alcobas una palancana con lechada de cal reciente: removando su superficie todos los dias, y en fin, desprender vapor acuoso y aromático á la atmósfera. En tiempo de verano, fumigar las habitaciones con el ácido hipoázotico. Respirar dentro de una vasija que contenga hielo, y en fin, lavarse muy amenudo con agua alcoholizada. En las estaciones de primavera ó otoño, deberá observarse un tratamiento intermedio entre los de verano é invierno.

LECCION DÉCIMA.

COMBINACIONES DEL NITRÓGENO CON EL OXÍGENO.—Óxidos nitroso y nítrico: ácidos nitroso, hiponítrico y ácido nítrico.—Sus fórmulas y equivalentes: historia y obtencion de estos cuerpos.—Sus propiedades físicas y químicas.—Su importancia y utilidad respectiva.—Resúmen.

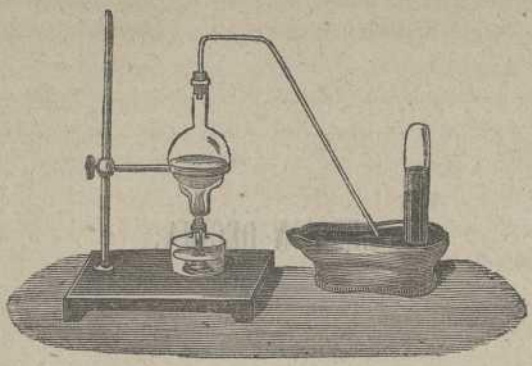
Óxido nitroso.

El óxido nitroso, ó protóxido de ázoe, tiene por fórmula *NO;* su equivalente es = 22. Fué descubierto por Priestley en 1772, bajo el nombre de *gas nitroso deflogisticado:* es producto artificial y puede obtenerse por dos procedimientos, á saber: 1.° descomponiendo en aparato apropósito (compuesto de matráz, con tubo de seguridad, en comunicacion con un frasco tubulado, que contenga zinc ó hierro humedecido, y conduzca el gas á la cuba de mercurio. En el matráz se introducen préviamente limaduras de hierro y ácido nítrico débil) el óxido nítrico, ó bióxido de ázoe, en presencia de uno de los metales mencionados y en la forma dicha. La reaccion es la siguiente:

$$\underbrace{NO^2}_{\text{Oxido nítrico}} + \underbrace{Fe}_{\text{Hierro.}} = \underbrace{FeO}_{\text{Oxido ferroso.}} + \underbrace{NO}_{\text{Oxido nitroso.}}$$

2.° Descomponiendo, mediante la accion del calor, el nitrato amónico desecado, para lo que se hace uso del aparato

que indica la adjunta figura. conducido el calor con la debida



(Fig. 54).

graduacion, sucede que la sal se descompone completamente en agua y en óxido nitroso, pues todo el hidrógeno de la base (3 equivalentes) se une con igual cantidad del oxígeno del ácido (3 equivalentes), quedando como residuo el cuerpo en cuestion, en esta forma:

$$\underbrace{NH^3,HO,NO^5}_{\text{Nitrato amónico.}} = \underbrace{4HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{2NO}_{\text{Oxido nitroso.}}$$

Propiedades del óxido nitroso. El óxido nitroso ó protóxido de ázoe es, á la presion y temperatura ordinaria, un gas incoloro, é inodoro, y aun cuando formado por dos gases permanentes, él no lo es, sino que se liquida á 0°, bajo una presion de 30 atmósferas y se solidifica á — 100°. Segun Dumas, puede conservarse este gas liquidado durante algun tiempo hasta en tubos abiertos, sobre todo si el aire ambiente es seco.

La densidad teórica del gas óxido nitroso es 1,524; que corresponde á la suma de:

La densidad (1 vol.) de nitrógeno.	0,972
y media de densidad ($\frac{1}{2}$ vol.) de oxígeno. . .	0,552
	1,524

La densidad hallada por la esperiencia es = 1,527

Por consiguiente, un vol. de este gas contiene. . . . . { 1 vol. de nitrógeno. ½ vol. de oxígeno.

Cuya composicion corresponde, traducida en equivalentes, á:

		En 100 partes.
1 equivalente de nitrógeno. . .	14 . . .	63,77
1 — — oxígeno. . .	8 . . .	36,23
	22	100,00

Un litro de este gas, pesa 1gr.976 á la presion y temperatura normal.

El óxido nitroso posee un sabor azucarado y sobre todo su disolucion en el agua: esta disuelve á la temperatura de 15° la mitad de su volúmen del óxido nitroso, y al gustar el agua, cualquiera cree que han echado azúcar en ella; tan marcado es el sabor dulce que tiene. Esta propiedad recuerda el gusto, tambien dulce, que poseen las aguas puras de sierra ó aquellas que circulan por cascadas ó lechos graníticos ó de cuarzo y son frias y muy aireadas: sin duda el oxígeno que llevan en disolucion les da dicha propiedad, semejante en un todo á la que ofrece el óxido nitroso.

Este gas es muy comburente, por lo que puede confundirse á primera vista con el oxígeno, supuesto que como él reanima los cuerpos combustibles, que todavía conservan algunos puntos en ignicion. Sin embargo, un estudio comparativo de uno y otro gas, en idénticas circunstancias, estableceria bien pronto la diferencia que existe entre ambos cuerpos: en caso de duda, no hay más que hacer pasar por las dos campanas que contengan los gases en cuestion, colocadas en el puente de la cuba de agua, unas cuantas burbujas del óxido nítrico ó deutóxido de ázoe. El que sea oxígeno se teñirá de un color rojo amarillento; el otro, no alterable, será el protóxido de ázoe.

En la época de su descubrimiento, se designó á este cuerpo con el nombre de gas *hilarante ó regocijante*, en razon á que aspirado produce una especie de embriaguez acompañada de un bienestar y sensacion muy agradables: el protóxido de ázoe, perfectamente puro, puede sostener la respiracion du-

rante algun tiempo, lo que nos dá á entender que este gas es descompuesto al contacto del aparato pulmonal; y como la temperatura de este aparato, no escede nunca de 38°, forzoso es admitir que bajo la influencia de las membranas vivientes se descompone el óxido nitroso como si la temperatura fuera la de la incandescencia. Sin embargo, esta opinion no puede considerarse como definitiva, en razon á que Vogel, hijo, ha observado que dicho gas no es descompuesto por la partes verdes de las plantas, bajo el influjo de la luz solar.

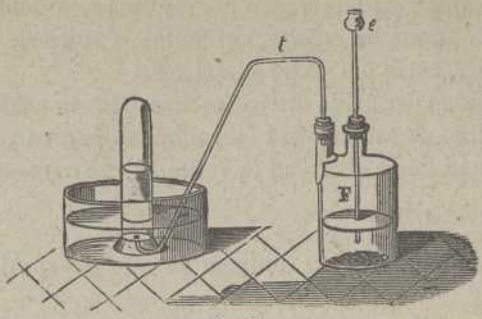
Importancia y uso del óxido nitroso. Se ha propuesto sustituir el éter y el cloroformo, por el protóxido de ázoe, en las operaciones quirúrgicas: el óxido nitroso, ha sido el primer anesthésico conocido; en efecto, el dia 11 de abril de 1799 Humpry Davy, esperimentó por vez primera las propiedades del protóxido de ázoe sobre la economía animal. Los efectos de este gas, que *los poetas ingleses llamaron del Paraiso*, fueron notables; sus sentidos y espíritu se exaltaron de tal modo, que perdió la sensibilidad física y toda relacion con el mundo exterior, y en fin, fué transportado á un delirante éxtasis: al célebre Davy es debida, por lo tanto, la primera idea del uso de este cuerpo para mitigar el sufrimiento en las operaciones quirúrgicas, es decir, la idea de los anesthésicos, asi como tambien el primer cuerpo que ha servido al efecto, como puede verse leyendo sus escritos relativamente al gas que nos ocupa.

Por lo demás, sería de desear que tanto el gas óxido nitroso puro (constituyendo atmósferas particulares), ó bien las disoluciones en agua, en alcohol, etc., de este cuerpo, fueran objeto de un estudio aun más especial, por parte de los señores facultativos, pues quizá reconocieran en él propiedades específicas en determinadas dolencias.

Oxido nítrico.

El óxido nítrico, protóxido ó bióxido de ázoe, tiene por fórmula NO^2, y su equivalente es $= 30$. Fué descubierto por Hales y estudiado por Priestley, Davy y Gay-Lussac: es un producto artificial, que se obtiene tratando el hierro, zinc, ó cobre, con ácido nítrico, débil, en un aparato semejante al que

representa la adjunta figura. Bajo la influencia del metal, el



(Fig. 55).

ácido nítrico débil se descompone, en oxígeno, que se une á aquel para formar óxido, el que una vez constitnido se combina con el ácido escedente produciendo una sal (nitrato); mientras que el óxido nítrico se desprende, bajo la forma de gas, segun expresa la ecuacion siguiente:

$$\underbrace{3Cu}_{\text{Cobre.}} + \underbrace{4NO^5}_{\text{Acido nítrico.}} = \underbrace{3CuO,NO^5}_{\text{Nitrato cúprico.}} + \underbrace{NO^2}_{\text{Oxido nítrico.}}$$

Tambien puede obtenerse, disolviendo 3 partes de hierro en un esceso de ácido hidroclórico, é hirviendo la disolucion con una parte de nitrato potásico: hé aqui la reaccion que produce en este caso al citado cuerpo.

$$\underbrace{6FeCl}_{\text{Cloruro ferroso.}} + \underbrace{KO,NO^5}_{\text{Nitrato potásico.}} + \underbrace{4HCl}_{\text{Acido hidroclórico.}} = \underbrace{4HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{3Fe^2Cl^3}_{\text{Cloruro férrico.}} + \underbrace{KCl}_{\text{Cloruro potásico.}} + \underbrace{NO^2}_{\text{Oxido nítrico.}}$$

Propiedades del óxido nítrico. El bióxido ó deutóxido de ázoe es un gas permanente (no liquidable), incoloro y poco soluble en agua, supuesto que solo disuelve la vigésima parte de su volúmen á la temperatura de 15°. No puede apreciarse su olor, porque pasa al punto á ácido nitroso é hiponítrico, en presencia del oxígeno del aire: es un cuerpo neutro, como lo prueba el que al contacto de la tintura de tornasol, ó de malvas, no altera en lo más mínimo el color azul

vinoso normal de estos líquidos. Ejerce una accion ozonoscópica marcada, sobre el papel yoduro-almidonado (1); y en fin, pasa con suma rapidez; segun hemos dicho, á ácido nitroso é hiponítrico (gases de colores rutilantes ó rojizos), no bien se halla en presencia del oxígeno del aire.

La densidad del óxido nítrico es = 1,038, lo cual corresponde á la mitad de la densidad ($\frac{1}{2}$ volúmen) de nitrógeno. 0,486
más la mitad de la densidad ($\frac{1}{2}$ volúmen) de oxígeno. . 0,552

1,038

Por consiguiente, un volúmen de este gas contiene:

$\frac{1}{2}$ vol. de nitrógeno
$\frac{1}{2}$ — — oxígeno.

Su equivalente se compone de:

		Consta en 100 partes de:
Nitrógeno. . . .	14	46,66
Oxígeno. . . .	16	53,34
	30	100,00

Un litro de óxido nítrico, pesa $1^{gr},344$.

Nada podemos decir, con seguridad, respecto á la accion respirable y comburente del bióxido de ázoe, por el mismo motivo que adugimos relativamente al olor: el óxido nítrico se combina con las sales ferrosas, produciendo un compuesto de

(1) Deseando justificar, por nuevos experimentos, la opinion que tenemos acerca de la manera de obrar, como desinfectante del ácido hiponítrico y que no es otra sino como la de un gran depósito de ozono, quisimos ver si el óxido nítrico (NO^2) que es hasta cierto punto la mitad de la fórmula del hiponítrico (NO^4) ofrecia tambien una accion ozonoscópica proporcional á su energía y composicion química; á cuyo fin, dispusimos el experimento siguiente: sujetamos un pedazo de papel reactivo, por medio de un alfiler, á un corcho, y llena una campana de mercurio, y colocada sobre la cuba del mismo, hicimos pasar la tintura de flor de malva, luego el gas óxido nítrico, y en fin, el corcho con el papel ozonoscópico, el cual ofreció al punto la mitad del color azul que en el ácido hiponítrico.

En una obra publicada, en este año, por el fisiólogo y profesor de Química en Mulhouse, *Mr. Schutzenberger*, se halla un párrafo, que traducido lite-

color de café. Siempre que el óxido nítrico se halla en presencia de cuerpos que puedan cederle oxígeno, de una manera directa ó indirecta, pasa á ácido hiponítrico: como ejemplo para el primer caso, podemos citar la accion del cloro sobre el agua que tenga en disolucion dicho óxido, y como prueba del segundo, la que ejerce el ácido nítrico en presencia de este gas; asi sucede, que cuando se hace atravesar una corriente de óxido nítrico por ácido nítrico de diferente concentracion, toma el líquido distintas coloraciones (azul, verde ó rojiza) debidas á la mayor ó menor porcion de ácido hiponítrico disuelto en el ácido nítrico y formado á espensas de la descomposicion parcial de una parte de éste, en oxígeno y ácido hiponítrico.

El óxido nítrico, saturado de vapor de sulfuro de carbono, arde con una llama muy alumbrante: una mezcla de gas hidrógeno y del cuerpo que estudiamos, puede arder con llama verde; y si se hace pasar esta mezcla sobre esponja de platino, ú óxido férrico, calentado de un modo conveniente, se produce agua y amoniaco.

Acido nitroso.

El ácido nitroso, ó azotoso, tiene por fórmula NO^3 y su equivalente es = 38. A semejanza de las anteriores, no existe en la naturaleza, sino que es un producto artificial, y muy difícil por cierto, si no imposible, de obtener aislado perfectamente puro: Gay-Lussac estableció el primero su verdadera composicion.

Obtencion. Puede prepararse, haciendo llegar á un tubo

---

ralmente dice lo siguiente: «El bióxido de nitrógeno absorbe, dos equivalentes de oxígeno, el cual puede combinarse sin el concurso de la luz con gran número de cuerpos para los que, en estado libre, no manifiestan afinidad alguna. Añadamos que el ácido hiponítrico ofrece todas las reacciones del ozono. Por consiguiente deberemos considerar en adelante al bióxido de nitrógeno, y con mayor razon al ácido hiponítrico, no solo como ozonizante enérgico sino como un verdadero depósito de ozono (*Ozonträger*).»

Hemos consignado lo que precede para demostrar, que hace más de tres años habiamos llegado á igual conclusion por hechos experimentales: pues en verdad, seria bien triste que los extranjeros nos arrebatáran el derecho de prioridad, en nuestros trabajos y teorías, única satisfaccion que puede compensarnos en España, el amor á la ciencia.

en *U*, enfriado á — 40°, una mezcla de 4 volúmenes de óxido nítrico $\left\{\begin{matrix}2 \text{ vol. de nitróg.} \\ 2 \text{ — — oxig.}\end{matrix}\right\}$ y un volúmen de oxígeno; el resultado es $= NO^3$.

Propiedades. Segun Fritzsche, el ácido nitroso (puro) es un líquido de color de añil oscuro, muy volátil y que hierve antes de—10°. Se descompone por la simple ebullicion, aun cuando esta tiene lugar, como se ve, á baja temperatura, lo que nos dá una idea de su instabilidad.

El ácido nitroso tiene la composicion siguiente:

			En 100 partes.
2 vol. de nitrógeno	=1 equivalente	=14	=36,84
3 —— oxígeno	=3 ——	=24	=63,16
		38	100,00

Si bien no puede obtenerse puro el ácido nitroso, por ninguno de los métodos usados hasta ahora, son varios los casos de su formacion, como por ejemplo, por la descomposicion del ácido nítrico en presencia de las bases, y por la accion del mismo sobre varias sustancias néutras de orígen orgánico, tales como la fécula y el azúcar.

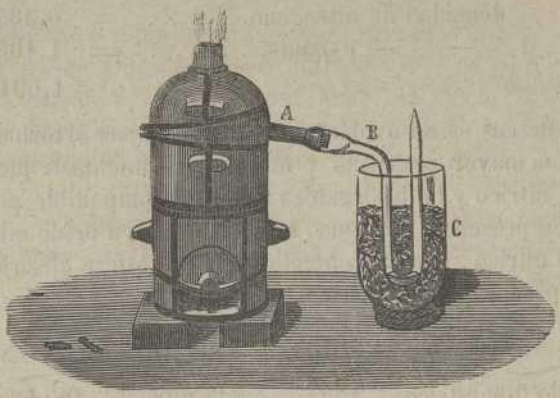
El ácido nítroso se combina con las bases, constituyendo nitritos: ya hemos visto que el nitrito potásico servia para preparar el nitrógeno. (V. la p. 176).

Acido hiponitrico.

El ácido hiponítrico, ó hipoazótico, tiene por fórmula NO^4, su equivalente es $=46$: fué descubierto casi en la misma época que el ácido nítrico; pero su verdadera naturaleza y propiedades, no han sido conocidas y bien determinadas, sino despues de las investigaciones de Gay-Lussac y Peligot. Es como los anteriores, un producto artificial.

Preparacion del ácido hiponitrico. Para obtener este cuerpo, se calienta el nitrato plúmbico, bien seco, en una retorta

de barro; cuyo cuello A (véase la adjunta figura), comunica



(Fig. 56).

con un tubo B, en forma de U, introducido en una mezcla frigorífica C, en donde dicho cuerpo se condensa. La reaccion que le origina, es en extremo sencilla; por la influencia del calor, el nitrato plúmbico se descompone en oxígeno que se desprende ácido hiponítrico que se condensa y óxido plúmbico que queda en la retorta, segun indica la siguiente fórmula:

$$\underbrace{PbO,NO^5}_{\text{Nitrato plúmbico.}} = \underbrace{O}_{\text{Oxígeno.}} + \underbrace{NO^4}_{\text{Acido hiponítrico.}} + \underbrace{PbO.}_{\text{Oxido plúmbico.}}$$

Segun Peligot, para obtenerle perfectamente puro y anhidro, (lo cual es muy difícil si no imposible) es preciso hacer llegar á un recipiente rodeado de una mezcla frigorífica (mezcla de partes iguales de hielo y sal), gas oxígeno y óxido nítrico, desecados, mediante fragmentos de potasa y ácido fosfórico anhidro.

Propiedades del ácido hiponítrico. Es un líquido anaranjado, y cristalizable á — 9°, en prismas transparentes: hierve á 22° y su densidad es = 1,42: esparce abundantes vapores rojizos semejantes á los que observan en general siempre que el ácido nítrico se descompone parcialmente. La densidad de estos vapores se ha apreciado en 170; pero teóricamente debe

ser = 1,5912 cantidad que representa la suma de media densidad de nitrógeno y la densidad entera del oxígeno; en efecto:

$\frac{1}{2}$ densidad de nitrógeno.	=	0,4856
1 — — oxígeno.	=	1,1056
		1,5912

Este gas es un oxidante enérgico; enrojece el tornasol, mancha con mayor prontitud y más enérgicamente la piel que el ácido nítrico y la desorganiza: es indescomponible por el calor; en presencia del agua, se transforma en ácido nítrico y en óxido nítrico, que en contacto de la atmósfera absorbe oxígeno y pasa á gas hiponítrico, v. g.:

$$\underbrace{3NO^4}_{\text{Acido hiponítrico.}} + \underbrace{2HO}_{\text{Agua.}} = \underbrace{2NO^5,HO}_{\text{Acido nítrico.}} + \underbrace{NO^2}_{\text{Oxido nítrico.}}$$

Segundo periodo.

$$\underbrace{NO^2}_{\text{Oxido nítrico.}} + \underbrace{2O}_{\text{Oxígeno.}} + \underbrace{NO^4}_{\text{Acido hiponítrico.}}$$

El ácido hiponítrico actúa rápidamente sobre el papel yoduro almidonado; mientras que los vapores del ácido nítrico, por ejemplo, muy concentrado, incoloro y fumante tardan mucho en reaccionar sobre el indicado reactivo. El ácido hiponítrico parece, en vista de esto, que tiene el oxígeno, en estado de ozono, tan enérgico, que quema á la temperatura ordinaria todos los elementos del compuesto más complejo posible, de una sustancia orgánica, sea de procedencia vejetal ó animal; su accion puede esplicarse de la manera general siguiente:

$$\underbrace{CHNOSPh}_{\text{Fór. empír. de una molécula orgánica la más compleja posible.}} + \underbrace{3NO_4}_{\text{Acido hiponítrico.}} = \underbrace{CO^2}_{\text{Acido carbónico.}} + \underbrace{HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{S(1)}_{\text{Azufre.}} + \underbrace{PhO^5 3NO}_{\text{Ac. fosfórico.}} + \underbrace{NO^2}_{\text{Oxido nitroso.}}$$

En esta propiedad, que ningun otro cuerpo posee en el

(1) Por no complicar la fórmula, consideramos aquí simplemente precipitado el azúfre, como sucede cuando actúa el ácido hiponítrico sobre el hidrógeno sulfurado; pero habiendo esceso del cuerpo oxidante en cuestion, pasa aquel, como es sabido, á ácido sulfúrico.

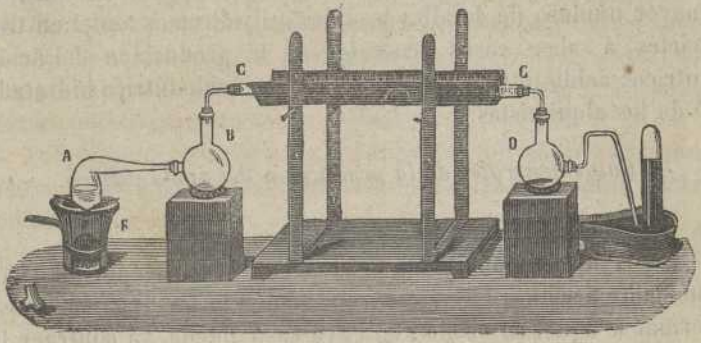
grado que el ácido hiponitrico, se funda su empleo como enérgico y completo desinfectante: respirado puro es nocivo á la salud.

Los químicos consideran generalmente este cuerpo, como una mezcla de ácido nítrico y nitroso, que es en lo que se desdobla cuando se trata por una base; en efecto, 2 equivalentes de ácido hiponitrico, representan exactamente la suma de un equivalente de ácido nítrico y otro del nitroso, en esta forma.

$$\underbrace{2NO^4}_{\text{Acido hiponítrico.}} = \underbrace{NO^5}_{\text{Acido nítrico.}} + \underbrace{NO^3}_{\text{Acido nitroso.}}$$

Apartándonos nosotros de esta opinion y teniendo en cuenta cierto órden de propiedades de este cuerpo, su anómala naturaleza, pues no es propiamente ni ácido (no existen hiponitratos) ni base, ni sustancia neutra, como lo demuestra su poderosa accion oxidante, consideraremos al ácido hiponítrico, como el compuesto más ozonado de nitrógeno que se conoce, debido á la enérgica accion química que le produjo (la descomposicion de un ácido poderoso, el nítrico, en presencia de bases muy activas), y que dotado de cierta movilidad molecular, obra sobre los cuerpos como lo verificaria un depósito de la referida modificacion alotrópica del oxígeno atmosférico. Por lo tanto, el símbolo que adoptamos, para el ácido hiponitrico, es el siguiente: NO_4—

Accion del cobre metálico sobre el ácido hiponitrico. Cuan-



(Fig. 57).

do se dirijen los vapores rojos, de acido hiponitrico, á traves

de un tubo de vidrio lleno de cobre y enrojecido, se descompone en oxígeno que se une al metal produciendo óxido cúprico, y en nitrógeno que queda en libertad; este hecho, de que tanto partido se saca en las análisis de las sustancias orgánicas, como veremos en lugar oportuno, puede demostrarse valiéndonos del aparato que indica la anterior figura, constituida por las piezas siguientes:

A retorta de vidrio que contiene el nitrato plúmbico.

B matráz bitubulado, á donde se dirijen los vapores rutilantes desprendidos de la retorta *A*.

C tubo de vidrio infusible que contiene torneaduras de cobre calentado al rojo oscuro.

D matráz de comparacion, tambien bitubulado, á donde no deben llegar los vapores rojos, si han sido perfectamente descompuestos en todo el trayecto del tubo *C*, *C*.

E Campana invertida sobre la cuba de mercurio, destinada á recojer el nitrógeno puesto en libertad, á consecuencia de la descomposicion del ácido hiponítrico.

F hornillo para calentar la retorta *A*.

Respecto á la *importancia y utilidad del ácido hiponitrico*, fácilmente se comprenderá, despues de lo que dejamos dicho, que le está reservado para lo porvenir un grande empleo, y por lo tanto, una importancia de primer órden.

Acido nitrico.

Para abarcar en el estudio de este interesante ácido, el mayor número de detalles posibles, dividiremos aquel en tres partes, á saber: casos generales de la produccion del ácido nítrico; ácido nítrico anhidro, y en fin, ácido nítrico hidratado ó de los alquimistas.

Casos generales de la produccion del ácido nitrico.

Estos pueden agruparse en los siguientes:

1.° Por la union directa del oxígeno y nitrógeno del aire, mediante acciones eléctricas, que tienen la facultad de transformar á aquel en ozono, en cuyo caso puede ya contraer la combinacion mencionada á la presion y temperatura ordinarias.

2.° Por la cremacausia, ó combustion lenta, de las sustancias nitrogenadas de procedencia orgánica, asi vejetal como animal: en este caso sucede que al propio tiempo que el hidrógeno se une con el oxígeno, para formar agua, se combina con el nitrógeno en estado naciente y produce ácido nitrico.

3.° Por la oxigenacion de los principios constitutivos del amoniaco (NH^3), bien sea en virtud de la accion directa del oxígeno alótropico ú ozonizado, ó bien por la influencia de las sustancias porosas con las cuales dichos cuerpos pueden hallarse en contacto.

4.° Por la accion de los cuerpos oxigenantes, como por ejemplo, el oxido férrico sobre el amoniaco, ó bien sobre varias sustancias de orígen orgánico vejetal y muy divididas (*humus*).

5.° Y en fin, por la accion del amoniaco y el aire húmedo sobre ciertas bases poderosas, como por ejemplo, la potasa, sosa, cal, etc.

Acido nítrico anhidro.

El ácido nitrico ó azótico anhidro, tiene por fórmula NO^5 y su equivalente es =54. Fué aislado en 1849 por H. Deville, haciendo pasar una corriente de cloro gaseoso y seco á través del nitrato argéntico, sometido á la temperatura gradual de una lámpara de alcohol; pero estando dispuesto el aparato de tal manera, que la serie de tubos de vidrio en *U*, que esencialmente le constituian, se hallaban soldados entre si, y por lo tanto, no intervinieron para nada en el presente caso, ni los corchos, ni la goma elástica, usados con tanta frecuencia en casi todas las operaciones químicas.

Por último, un matracito condensador de vidrio y rodeado de una mezcla frigorífica, recibió el producto resultante de la reaccion siguiente:

$$\underbrace{AgO,NO^5}_{\text{Nitrato argéntico.}} + \underbrace{Cl}_{\text{Cloro.}} = \underbrace{AgCl}_{\text{Cloruro argéntico.}} + \underbrace{O}_{\text{Oxig.}} + \underbrace{NO^5}_{\text{Acido nítrico.}}$$

Caractéres del ácido nitrico anhidro. Este cuerpo se pre-

senta bajo la forma de hermosos cristales prismáticos blancos y de base romboidal derecha, fusibles á 29,5°: hierven entre 48 á 50°, á cuya temperatura suelen descomponerse con esploxion. El ácido nítrico anhidro es un cuerpo muy oxidante; ataca al corcho; la goma elástica y desorganiza todos los tegidos, así vejetales como animales.

Ácido nítrico hidratado.

El ácido nítrico, azótico, espíritu de nitro, de salitre ó agua fuerte, tiene por fórmula, en su mayor grado de contraccion posible, NO^5,HO; ó sea 14,5 por 100 de agua; su equivalente es, bajo semejante estado = 63.

Historia. Aun cuando no hay entre los historiadores uniformidad de pareceres, acerca del verdadero descubridor del cuerpo en cuestion, pues unos pretenden que fué Geber, á principios del siglo IX, y otros Alberto el Grande, al comenzar el siglo XI; sin embargo, la mayoría de los químicos modernos atribuyen la obtencion de este interesante ácido, por los años de 1225 al 30, al mallorquin Raimundo Lullio, quien le obtuvo destilando una mezcla de salitre (nitrato de potasa) y arcilla. Cavendisch, nos dió á conocer sus principios constitutivos en 1784; y en fin, Gay-Lussac fijó su composicion verdadera en 1816.

Métodos de obtencion del ácido nítrico. Estos pueden reducirse esencialmente á tres, á saber:

1.° De los nitratos potásico ó sódico y el ácido sulfúrico ordinario.

2.° De dichas sales y el sulfato magnésico desecado.

3.° Y en fin, de los mencionados nitratos y las arcillas naturales.

Antes de entrar en el estudio de estos diferentes procedimientos, bueno es indicar aquí que el ácido nítrico puede obtenerse en cantidad notable (pero no para constituir un método práctico y conveniente) ora sea sometiendo varios volúmenes de aire á una série de chispas eléctricas producidas, por ejemplo, por el aparato eléctrico de Ruhmkorff, ó bien haciendo pasar una mezcla de amoniaco y oxígeno, ó aire en esceso, á través de un tubo que contenga musgo ó esponja de

platino, sometida á una temperatura conveniente. Hé aquí la reaccion que tiene lugar en este último caso, observado por vez primera por el distinguido químico y célebre industrial Kuhlmann.

$$\underbrace{NH^3}_{\text{Amoniaco.}} + \underbrace{O^5}_{\text{Oxígeno.}} = \underbrace{NO^5}_{\text{Acido nítrico.}} + \underbrace{3HO}_{\text{Agua.}}$$

Hecha esta observacion, pasemos á estudiar los indicados métodos, comenzando por el que sirve para la fabricacion del ácido nítrico, toda vez que dicho procedimiento es tambien el que, por lo general se usa en los laboratorios, como veremos más adelante.

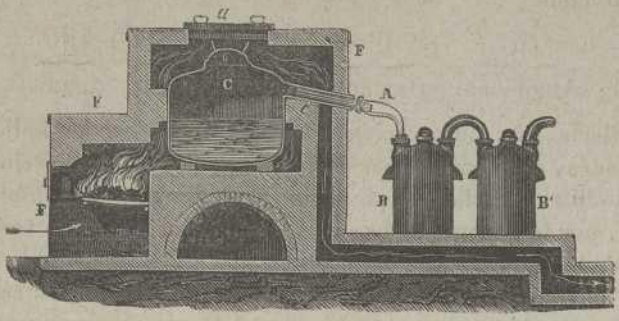
Fabricacion del ácido nítrico ordinario. Ya hemos consignado precedentemente, que en virtud de grandes acciones eléctricas, la naturaleza podia, entre otros medios, producir constantemente ácido nítrico, que combinado despues con ciertas bases, tales como la potasa, sosa, cal, magnesia ó el amoniaco, constituirá nitratos naturales, de los que se comprende sea factible estraer el ácido nítrico.

Pues bien, el nitrato que más abunda en el comercio, y que por lo tanto es más barato, y además suministra mayor cantidad de ácido nítrico en 100 partes ponderales (debido á que siendo muy pequeño el equivalente del sódio, es claro que el óxido sódico exige mayor porcion de ácido, para formar un nitrato en dicha unidad de peso, que otro óxido, cuyo radical sea más elevado y por consiguiente necesite menos dósis de ácido para constituir el referido peso) es el *nitrato sódico*, del que hay una formacion natural en el Perú, de muchas leguas superficiales.

Pues bien, para preparar este ácido en grande, se introducen 350 kil. de nitrato sódico y 400 kil. de acido sulfúrico concentrado en una caldera de fundicion de hierro (véase la siguiente figura) cuyo diámetro es de $1^m,33$ centímetros y $0^m,80$ próximamente su altura: se cierra la caldera con la tapa *c*, y se enlodan (1) las junturas, con arcilla refractaria. Hecho

(1) Se entiende por lodos en los laboratorios, ciertas masas mas ó menos blandas destinadas á unir las diferentes piezas de los aparatos: por regla general, los mejores lodos son buenos corchos ajustados con inteligencia; es decir, que todo depende de la habilidad y práctica del químico. Sin embargo, hay ocasiones en que es preciso usar ciertos lodos, de que iremos haciendo

esto, se cubre la abertura superior *a* del horno *F*, y se pone en comunicacion el tubo *t* de la caldera *C*, con la alargadera



(Fig. 58).

de vidrio *A*, asi como á su vez esta con los frascos de barro *B B'* y otros que siguen á estos. Dispuesto asi todo, se enciende el horno *F*, y bien pronto comienza la reaccion, resultando ácido nítrico, en el mayor grado de concentracion, que se condensa en los frascos de barro dichos, y un residuo de bisulfato sódico; pues esta reaccion tiene constantemente lugar entre pesos de ácido sulfúrico y nitrato de sosa correspondientes á un equivalente de esta última y á dos del ácido, en esta forma:

$$\underbrace{NaO,NO^5}_{\text{Nitrato sódico.}} + \underbrace{2SO^3,HO}_{\text{Acido sulfúrico.}} = \underbrace{NO^5HO}_{\text{Acido nítrico.}} + \underbrace{NaO,2SO^3HO}_{\text{Bisulfato sódico.}}$$

Por lo general, se emplea doble cantidad de ácido sulfúrico, del que exige la teoria, porque sino la descomposicion seria incompleta y por lo tanto menor la cantidad del ácido producido.

Puede fabricarse tambien el ácido nítrico mediante el mismo aparato anterior, pero reemplazando el ácido sulfúrico con doble cantidad, en peso, de sulfato magnésico eflorecido, ó

mencion en su respectivo caso, á saber: 1.º lodo de cal y clara de huevo que se estiende sobre un lienzo; 2.º cera amarilla y trementina; 3.º harina de linaza y engrudo de almidon; 4.º limaduras de hierro, azufre y sal amoniaco (lodo para hierro); 5.º arcilla y yeso, etc., etc.

desecado: la reaccion es muy sencilla; de los siete equivalentes de agua, que esta sal posee cristalizada, podemos considerar que seis son de agua de cristalizacion y uno de agua básica, siendo esta la que en general permanece en el sulfato eflorecido ó desecado.

Sabido esto, sucede que el sulfato magnésico dá su ácido sulfúrico á la sosa del nitrato, para producir sulfato sódico que queda mezclado con el óxido magnésico puesto en libertad, mientras que el ácido nítrico se desprende, unido al equivalente de agua básica, del sulfato, segun expresa la siguiente fórmula.

$$\underbrace{NaO,NO^5}_{\text{Nitrato sódico.}} + \underbrace{MgO,SO^3HO}_{\text{Sulf. magnésico.}} = \underbrace{NaO,SO^3}_{\text{Sulf. sódico.}} + \underbrace{MgO}_{\text{Magnésia.}} + \underbrace{NO^5,HO}_{\text{Acido nítrico.}}$$

Tratado el residuo por agua, se disuelve el sulfato de sosa, que cristaliza por evaporacion, mientras que el óxido magnésico ó magnesia, queda como insoluble en el líquido: este método de fabricacion, es muy ventajoso en aquellas localidades en donde el sulfato magnésico tiene un bajo precio comercial, al paso que es elevado, respecto de otros puntos, el del ácido sulfúrico; además el residuo de magnesia añade algun valor á la utilidad y ventaja de este procedimiento en las circunstancias dichas.

En algunas partes obtienen todavia el ácido nítrico y por razon de localidad, análogas á las precedentes, por el primitivo método de Raimundo Lullio, esto es, destilando en retortas de barro colocadas en un horno, denominado de galera, una mezcla de nitrato de sosa y arcilla: aquí sucede que la alúmina de esta tierra se une con la sosa del nitrato, constituyendo aluminato de sosa (residuo) mientras que el ácido nítrico libre, se desprende y condensa en unas botellas de cristal llamadas damasjuanas. Tratado el residuo, por ácido sulfúrico podria obtenerse el alumbre de sosa, ó sea el sulfato doble de alúmina y de sosa.

Métodos de los laboratorios. Son los mismos que los indicados respecto de la fabricacion del ácido que nos ocupa; pero generalmente se sigue el primero, esto es, la descomposicion

del nitrato sódico por el ácido sulfúrico; para ello, se destilan en aparato de vidrio, compuesto de retorta, alargadera y recipiente tubulado, (véase la adjunta figura) una mecla de 100 partes de nitrato sódico y 97 de ácido sulfúrico ordinario.

(Fig. 59).

La marcha de la operacion está caracterizada por 3 periodos á saber; 1.° desprendimiento de abundantes vapores rojo-oscuros (ácido hiponitrico) que llenan toda la capacidad del aparato; 2.° diafanidad de este, y destilacion tranquila y regular de un liquido fumante é incoloro (ácido nitrico monohidratado); 3.° casi solidificacion de la mezcla, contenida en la retorta, y desprendimiento otra vez, de los vapores rojos de ácido hiponitrico formados al principio de la operacion: este último carácter, es ya el signo de que la obtencion del ácido toca á su término. Procuremos esplicar estos diversos fenómenos: el primero, ó sea la produccion de vapores rojos es debido, á que siendo tan enérgica la afinidad del ácido sulfúrico por el agua, quita esta á las primeras porciones del ácido nítrico formado, en virtud de la teoría formulada anteriormente, y el ácido nitrico, no pudiendo existir en semejantes condiciones, sin el agua básica, se desdobla en lo que por lo general se descompone siempre que media una accion poderosa, esto es, en oxígeno y ácido hiponitrico; verificándose aquí una prueba palmaria de que no es el oxido nitrico, el que se produce primero y luego por el oxígeno del aire del aparato, pasa á hiponitrico, supuesto que por mucho tiempo sigue desprendiéndose este gas, sin que, falto de aire el apa-

rato, pueda atribuirse á él esta produccion; además, se desprende oxígeno por el orificio del tubo adaptado á la tubulura del matraz. El segundo período, caracterizado por haber desaparecido los vapores rojos de la retorta y destilar tranquilamente el ácido, se esplica considerando que empeñada la mayor parte del ácido, en su combinacion con la sosa, cambia su afinidad por el agua en la de neutralizar, hasta el estado de sal ácida, casi anhidra una base muy enérgica, y entonces el ácido nítrico apoderándose del agua que aquel ácido le cede, destila sin alteracion alguna; y en fin, el tercer período, marcado por la reaparicion de los vapores de ácido hiponítrico, se interpreta generalmente suponiendo que siendo preciso elevar la temperatura para descomponer las últimas porciones de nitrato, por las correspondientes de ácido sulfúrico, es descompuesto el ácido nítrico, á causa del calor dicho, en sus factores naturales oxígeno y ácido hiponítrico.

Desde hace algunos años, solemos obtener tambien en nuestras lecciones el ácido nítrico, á la vez que por el método mencionado, por el referente á la accion del sulfato magnésico sobre el nitrato sódico: el aparato es igual al anterior.

Caractéres del ácido nítrico, obtenido por los procedimientos anteriores. Líquido fumante al aire, de color más ó menos amarillo rogizo, segun la cantidad de ácido hiponítrico que tenga en disolucion; muy corrosivo: algunas gotas echadas sobre la piel, la tiñen al punto de amarillo, y la desorganizan; oxidante enèrgico y con tanta mayor intensidad cuanto más ácido hiponítrico tenga en disolucion. Se considera como un veneno violento: la propiedad que este ácido tiene de teñir en amarillo, casi todas las sustancias nitrogenadas de orígen orgánico se utiliza en la industria para comunicar dicho color á las plumas, seda, etc. El ácido nítrico del comercio, marca generalmente 36° en el areómetro de Baumé.

Purificacion del ácido nítrico del comercio. Las sustancias estrañas que de ordinario se caracterizan en este ácido son; pequeñas cantidades de ácido sulfúrico é hidroclórico (debido á los cloruros que siempre acompañan á los nitratos naturales) y vapores nitrosos. Hé aquí como se le purifica de estos cuerpos: se vierte en el ácido, un poco de nitrato argéntico y de nitrato bárico, que precipitan los dos ácidos estraños dichos;

el primero, bajo la forma de cloruro argéntico, y el segundo bajo la de sulfato bárico. Se deja en reposo esta mezcla durante algun tiempo; se añade 1 por 100 de bicromato potásico y se destila, en fin, el líquido en un aparato de vidrio, sin tapon de corcho. El bicromato potásico, tiene por objeto proporcionar oxígeno que transforme los vapores nitrosos en ácido nítrico: puede emplearse con igual fin, y más economía que la sal argéntica mencionada, nitrato plúmbico, con lo que se obtendrá sulfato y cloruro plúmbicos muy poco solubles.

Tambien puede servir la urea, para purificar el ácido de los vapores rojos: el oxígeno de éstos, quema los elementos combustibles de esta base y el nitrógeno resultante se desprende bajo la forma de gas.

El ácido nítrico, procedente de la destilacion del nitrato de sosa y el sulfato magnésico, no tiene más impuridades, generalmente, que los vapores nitrosos, de los que se les priva eliminando por destilacion las primeras porciones del líquido que los arrastran consigo: circunstancia, que aumenta el valor de este método en determinados casos.

Caractéres del ácido nítrico puro. Purificado el ácido por los medios descritos, se presenta bajo la forma de un líquido incoloro y fumante, lo que indica su afinidad por el agua; y en efecto, hay aumento de temperatura cuando se le añade cierta cantidad de este líquido. Su densidad máxima es = 1,52, en cuyo caso contiene 14,5 por ciento de agua ó un equivalente (NO^5, HO).

Se congela á — 55°; hierve á 86°; poco estable; basta destilarle varias veces, para que se descomponga en oxígeno y en vapores rojos.

Haciéndole pasar á través de un tubo de porcelana, calentado al rojo oscuro, sufre la misma descomposicion; á la temperatura rojo blanca, se desdobla en oxígeno, nitrógeno y agua; en fin, se descompone parcialmente en gas nitrógeno y oxígeno, bajo la sola influencia de la luz solar directa. El ácido nítrico colora en rojo de sangre la narcotina, disuelta en el ácido sulfúrico. Ya hemos dicho que es un agente general de oxigenacion, por la facilidad con que se descompone en oxígeno y en gas hiponítrico, cuerpo, que en nuestro concepto, es el primer oxigenante químico á la temperatura y presion or-

dinarias; por eso se emplea con tanta frecuencia en los laboratorios, el ácido nítrico, para oxidar los metaloides y metales, así como en otras varias reacciones que iremos conociendo en tiempo y lugar oportunos.

En el caso desgraciado de una intoxicacion, *reciente*, por el ácido nitrico, debe administrarse al punto horchata de magnesia (magnesia desleida en agua), y si no la hay á mano, lechada de cal apagada, ó de creta: y si tampoco hubiera, ceniza desleida en agua; y despues, cocimiento de zaragatona frio, hasta que llegue el facultativo y disponga lo que crea conveniente.

Medios de reconocer pequeñas porciones de ácido nitrico.

1.° Tratadas con limaduras de cobre, desprenderán vapores rutilantes de ácido nitroso é hiponitrico, reconocibles por su color y olor á ozono *muy concentrado*.

2.° Por la coloracion amarilla, que producirán en un pedazo de corcho.

3.° En fin, se reconoce una cortísima porcion de ácido nítrico ó de un nitrato, introduciéndola en un tubo de vidrio propio para ensayos cualitativos; vertiendo unas gotas de ácido sulfúrico y añadiendo un cristalito de sulfato ferroso: á los pocos instantes de reposo, aparece rodeado el cristal de una mancha de color de café característica, por pequeña que sea la dósis del ácido ó del nitrato sometidos á la investigacion.

Composicion del ácido nitrico.

En volúmen.	En equivalentes.	En peso.
2 vol. de nitrógeno	(un equivalente) = N).	25,92
5 — — oxígeno	(cinco equivalentes = O^5).	74,08
	NO^5	100,00

Importancia y usos del ácido nitrico. Fácil es deducir la importancia general de este ácido, considerando que solo la Francia consume de él, al año, más de 4.500,000 kil. (unas 40.000 arrobas).

Sirve, entre otros usos, para la fabricacion del ácido sulfúrico, algodon pólvora, dextrina; ácido oxálico, para la tin-

toreria, grabado sobre cobre y acero, cuartacion (separacion del oro y de la plata) etc., etc.

RESUMEN.

1. El nitrógeno se combina con el oxigeno en cinco proporciones, que expresadas en equivalentes y en volúmenes, ofrecen la siguiente série, justificante á la vez de la ley de las proporciones múltiples, y de la de Gay-Lussac relativa á los volúmenes de los compuestos gaseosos; en efecto:

		Vol. de nitróg.	Vol. de oxíg.	Vol. de la comb.	Relacion de comb.
Oxido nitroso. . . .	NO	1	$\frac{1}{2}$	1	: : 1 : 1 $\frac{1}{2}$
— nitrico . . .	NO^2	1	1	2	: : 1 : 1
Acido nitroso. . . .	NO^3	1	1 $\frac{1}{2}$	¿	¿
— hiponitrico.	NO^4	1	2	2	: : 1 : 1 $\frac{1}{2}$
— nitrico. . .	NO^5	1	2 $\frac{1}{2}$	¿	¿

2. El óxido nitroso, protóxido de ázoe, gas hilarante ó regocijante, es producto artificial y se obtiene descomponiendo el nitrato de amoniaco por el calor: es un gas que puede liquidarse y hasta solidificarse. Comunica al agua un sabor azucarado, y arden en él los cuerpos combustibles de un modo parecido á como lo verifican en el oxígeno. Se diferencia de éste, en que el óxido nitrico no toma al contacto de aquel (óxido nitroso) coloracion alguna, mientras que pasa á rojo, de incoloro que antes era, en presencia del oxígeno.

Es el primer anesthésico que la Quimica ha descubierto, siendo debida al célebre Davy tan preciosa conquista: respirado en un grado absoluto de pureza, parece que produce una especie de dulce embriaguez, acompañada de gratisimas ilusiones; razon por la que se le ha dado el nombre de gas hilarante.

3. El óxido nitrico, deutóxido ó bióxido de ázoe, es tambien un producto artificial: se obtiene haciendo reaccionar el ácido nitrico débil sobre el hierro, zinc ó cobre. Es un gas incoloro y neutro á las tinturas azules, pero que al contacto del aire pasa á gas hiponitrico; ácido enérgico y de color rojo: el ácido nitroso es un cuerpo difícil de obtener puro y muy des-

componible. Liquidado, mediante una temperatura baja, es de color de añil oscuro; gaseoso es amarillo-rojizo. Ofrece cierta estabilidad con las bases alcalinas y térreas, con las que forma un género de sales denominadas nitritos.

4. El gas hiponítrico, se produce siempre que el ácido nítrico concentrado es descompuesto por metales ó cuerpos combustibles enérgicos, ó bien por la accion de cierta temperatura sobre el mismo ácido: es muy difícil obtenerle químicamente puro; pero en cambio es sumamente fácil producirle bajo la forma ordinaria, que es como se presta á las interesantes aplicaciones de desinfeccion que dejamos consignadas en lo que precede. En éste último estado es un gas de color rojo intenso, muy oxigenante; quema y destruye, á la temperatura ordinaria y en mayor escala que ninguno otro gas, los elementos orgánicos de las sustancias vegetales ó animales, de composicion más compleja; desorganiza con extrema prontitud, y tiñe de amarillo, con más rapidez que el ácido nítrico los tegidos vivientes, como la epidermis; hace aparecer al punto en el papel ozonométrico, el máximum de su colorizacion; carácter que no ofrece el ácido nítrico fumante y puro.

Diluido en determinados volúmenes, en el aire atmosférico, puede servir para combatir ciertas afecciones de carácter pútrido: un pedazo de carne, en plena putrefaccion, pierde á muy cortos instantes hasta el menor vestigio de fetidez (1). El gas hiponítrico, se produce fácilmente tratando, por ácido nítrico del comercio (agua fuerte) una moneda de cobre ó un pedazo de hierro: una atmósfera muy cargada de este gas es muy nociva; por consiguiente, debe procurarse no respirarle sino muy diluido en el aire, en cuyo caso le creemos muy saludable, sobre todo en aquellas circunstancias en que haya falta de oxígeno (mejor de ozono) en una atmósfera dada. Debe suspenderse la fumigacion del gas hiponítrico desde el momento en que, bien difundidos sus vapores rojos en el aire, éste imprima una colorizacion azul intensa á un pedazo de papel ozonométrico, préviamente humedecido y que

(1) Del exámen comparativo entre el gas cloro y el ácido hiponítrico, considerados como desinfectantes, resulta que mientras la carne podrida y expuesta á la accion del gas cloro, conserva siempre cierto olor que pudiéramos llamar fétido-clorurado, la sometida al gas hiponítrico tiene un olor marcadamente ácido, debido á la oxigenacion completa (combustion) de los principios fétidos de la carne.

antes de la desinfeccion no haya sufrido alteracion alguna en su color, normalmente blanco.

5. El ácido nítrico es el compuesto más oxigenado de nitrógeno que se conoce; se produce en muchas ocasiones en la naturaleza. Las principales son: 1.ª por las acciones eléctricas que con tanta frecuencia se verifican en la atmósfera, y en las que transformando el oxígeno del aire en ozono, es apto ya para unirse directamente con el nitrógeno; 2.ª por la combustion de los elementos del amoniaco.

Se obtiene destilando en aparato conveniente, bien sea el nitrato potásico y mejor sódico (salitres) con ácido sulfúrico concentrado, ó bien por la accion del calor sobre los indicados nitros y el sulfato magnésico eflorecido ó desecado. Es un líquido que cuando está puro, es incoloro, fumante al aire húmedo y de una densidad máxima = 1,52; el del comercio es de color amarillo rogizo, muy fumante tambien, cuando marca 37°, y mucho más oxidante que el ácido puro é incoloro. Mancha de color amarillo la piel y todos los tegidos orgánicos; de cuya propiedad se saca partido para usos tintoriales: es un veneno corrosivo.

6. De todos los compuestos oxigenados del nitrógeno, los más importantes son, el gas hiponitrico, el óxido nitroso ó gas regocijante y el ácido nítrico: este último es un ácido de muy general empleo para grande número de operaciones químicas, y para la industria; solo la Francia consume anualmente cerca de 40.000 arrobas de ácido nítrico.

LECCION UNDECIMA.

AMONIACO.—Su sinonimia, fórmula y equivalente.—Historia de su descubrimiento.—Su formacion en la naturaleza y por reacciones químicas.—Obtencion del amoniaco.—Propiedades físicas y químicas del amoniaco.—Su composicion: agua saturada de amoniaco.—Importancia y aplicaciones más principales del amoniaco.—AMONIO.—Su teoría.—Consideraciones químicas que hacen admisible este radical hipotético en la ciencia.—Resúmen.

Amoniaco.

Este cuerpo, denominado tambien *espíritu de sal amoniaco, álcali volátil*, *álcali fluor* y *nitruro trihídrico* (Berzelius), tiene por fórmula NH^3 siendo su equivalente = 17.

Respecto á la historia de su descubrimiento, diremos que ya Plinio, Dioscórides y Aetius, que vivió en el siglo V, hablan de las sales amoniacales. Geber (siglo IX) da la siguiente receta para preparar la sal amoniaco (cloruro amónico): «se obtiene, dice, calentando en un aparato de sublimacion (*in aludele*) una mezcla de dos partes de orina humana, una parte de sal comun (cloruro de sodio) y una parte de negro de humo.» Kunckel, químico aleman, que nació hácia 1612, conoció ya el amoniaco cáustico, el cual preparaba, tratando la sal amoniaco por la cal viva, como en la actualidad se hace. El nombre de amoniaco es debido, segun ciertos autores, á la sal amoniaco hallada con abundancia, en los antiguos tiempos en las arenas de la Gyrenaica (*ammos*, deriva de una palabra griega que significa arena) (Hoefer): segun otros autores, el nombre de amoniaco procede de que, en su orígen, los habitantes de la Libia fabricaban la sal amoniaco quemando los escrementos de sus camellos, y esta operacion la practicaban en las cercanías del templo de Júpiter Ammon: esta sal ha sido esportada de Egipto á Europa hasta el año de 1719. Sea de esto lo que quiera, es indudable que Priestley, fué el primero que aisló el amoniaco puro, denominándole *aire alcalino*

y evidenciando en él la presencia del nitrógeno é hidrógeno. Berthollet fijó, definitivamente, en 1785 la proporcion exacta de los elementos constitutivos del gas amoniaco.

Las principales causas que en general determinan la formacion del amoniaco son las siguientes:

1.ª La descomposicion espontánea de las sustancias orgánicas nitrogenadas.

2.ª Por la accion del calor sobre las mismas.

3.ª Mediante la presencia de un álcali hidratado (v. gr. la potasa) cierta temperatura y las referidas sustancias.

4.ª Por la union directa del nitrógeno é hidrógeno, en estado nacientes, bajo la influencia eléctrica, ó bien, en fin, por acciones catalíticas.

5.ª Por la oxidacion de un metal á espensas de la accion simultánea del oxígeno del aire y del agua (oxidacion del hierro al aire libre y húmedo).

6.ª Y en fin, por la accion del ácido nítrico, débil, sobre varios metales, como estaño, zinc y hierro.

Como ejemplo de la formacion natural del amoniaco, por la primera causa, podemos considerar lo que sucede cuando se abandona á sí misma la orina: esta secrecion contiene, entre otras sustancias disueltas en el agua, una base orgánica cristalizable denominada urea, compuesta de carbono, nitrógeno, oxígeno é hidrógeno, representados en equivalentes, por la siguiente fórmula:

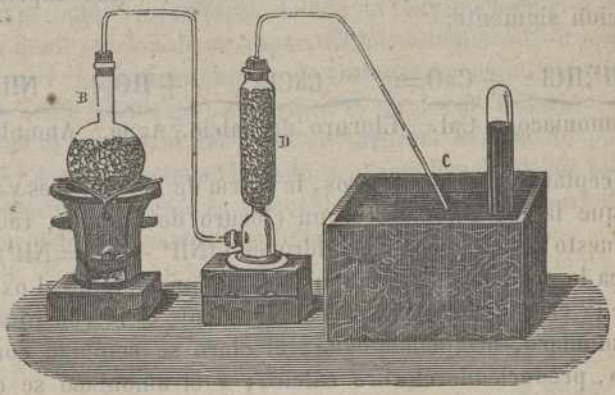
$$C^2N^2O^2H^4 = \overset{+}{U}$$

Pues bien, esta base orgánica sufre una especie de fermentacion que pudieramos llamar úrica, bajo la influencia de la humedad, el oxígeno del aire, cierta temperatura y la presencia de una materia albuminoidea (nitrogenada) que se transforma ó ejerce el papel de fermento, en estas circunstancias; resultando, que en semejantes condiciones, la urea fija los elementos de dos equivalentes de agua y se descompone en carbonato de amoniaco, de esta manera:

$$\underbrace{C^2N^2O^2H^4}_{\text{Urea.}} + \underbrace{2HO}_{\text{Agua.}} = \underbrace{2NH^3,CO^2}_{\text{Carbonato de amoniaco.}}$$

Suponiendo ahora, que en la fermentacion y putrefaccion normal de todas las sustancias orgánicas nitrogenadas, sucede una reaccion parecida, podremos formarnos una idea aproximada de uno de los casos de mayor produccion natural del cuerpo que nos ocupa.

Preparacion del gas amoniaco. Cuando quiere obtenerse este cuerpo puro y seco, se hace uso del aparato que indica la adjunta figura y que consta de las piezas siguientes:



(Fig. 60).

B matráz que contiene una mezcla de cal y sal amoniaco (cloruro amónico).

D campana cilíndrica con pié y dos aberturas, en donde se ponen pedazos de potasa cáustica (el cloruro cálcico absorberia el gas amoniaco).

C cuba de mercurio.

Introducida en el matráz *B*, la mezcla dicha de cal y sal amoniaco, en la proporcion de una parte de esta y de dos partes de cal viva, se conduce gradualmente el calor, supuesto que la reaccion comienza á la temperatura ordinaria; contradiciendo, hasta cierto punto, el axioma de los antiguos químicos que dice, *corpora non agunt nisi soluta.* Respecto á la doble descomposicion, que tiene lugar, entre el cloruro de amonio y la cal, y que da por resultado el cuerpo que nos ocupa, es bien fácil de comprender, bien sea admitiendo la antigua teoría de los hidrocloratos, ó bien aceptando la de los clo-

ruros, que es la que nosotros seguimos; en efecto, partiendo de los hidrocloratos, debemos suponer que la sal amoniaco, es el hidroclorato de amoniaco (NH^3,HCl) y que en presencia de la cal, esta se desdobla en oxígeno y calcio, así como lo verifica el ácido hidroclórico en hidrógeno y cloro. Admitido esto, no hay más que considerar que el cloro del hidrácido se une al metal calcio formando cloruro cálcico: que el hidrógeno, se combina con el oxígeno produciendo agua; y que libre el amoniaco se desprende bajo la forma de gas, segun expresa la ecuacion siguiente:

$$\underbrace{2NH^3,HCl}_{\text{Sal amoniaco.}} + \underbrace{CaO}_{\text{Cal.}} = \underbrace{CaCl_2}_{\text{Cloruro de calcio.}} + \underbrace{HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{2NH^3}_{\text{Amoniaco.}}$$

Aceptando, como nosotros, la teoría de los cloruros y además que la sal amoniaco es un cloruro de amonio, radical compuesto de amoniaco más hidrógeno ($NH^3 + H = NH^4$), se esplica la produccion del amoniaco, suponiendo que el oxígeno de la cal, quema el hidrógeno escedente á la constitucion del amoniaco, originando agua; el cloro se combina con el calcio, produciendo cloruro cálcico; y el amoniaco se desprende, en efecto.

$$\underbrace{NH^4,Cl}_{\text{Cloruro amónico.}} + \underbrace{CaO}_{\text{Cal.}} = \underbrace{HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{CaCl}_{\text{Cloruro Cálcico.}} + \underbrace{NH^3}_{\text{Amoniaco.}}$$

Caractéres del amoniaco. Este cuerpo es un gas, á la prension y temperatura ordinarias; incoloro, de un olor *sui generis* insoportable cáustico, irritante y difusivo, que sofoca y escita el lagrimeo; muy soluble en agua; un volúmen de este disuelve 670 de gas; por cuya razon penetra el agua con tanta violencia, á ocupar el vacio resultante en una campana de vidrio llena de gas amoniaco, y en virtud de la solubilidad dicha, que puede romperse la vasija y herirse el operador, por cuyo motivo debe hacer este esperimento de absorcion, envolviendo en un lienzo la referida campana. Disponiendo un frasco lleno de este gas seco y provisto de un tubo abierto por un lado y cerrado á la lámpara por otro, pero lleno todo él de amoniaco, puede obtenerse un bonito surtidor de agua en la

capacidad de dicha vasija; rompiendo la abertura del tubo soldado á la campana, en el seno del agua. El amoniaco, no es un gas permanente; se líquida á — 40° ó bien á 10°, bajo la prension de 6½ atmósferas.

Baccelli, profesor de física de la universidad de Bolonia, liquidó por vez primera el amoniaco en 1812. La densidad del amoniaco líquido es = 0,76. El célebre físico inglés Faraday, ha conseguido solidificar el amoniaco, presentándose en semejante estado bajo la forma de una sustancia blanca cristalina y trasparente; y cosa rara, dotada de muy poco olor, á causa de la débil tension de su vapor. El gas amoniaco es irrespirable y por consiguiente no puede sostener la combustion; reacciona como los álcalis; enverdece el jarabe de violetas y restablece el color azul del papel de tornasol enrojecido por un ácido: á esta propiedad ha debido el nombre de *álcali volátil*, con que vulgarmente es conocido. Su densidad es = 0,591 que sensiblemente representa la suma de:

1 ½ densidad de hidrógeno.	0,1038
½ — — nitrógeno.	0,4856
	0,5894

Un litro de este gas pesa 0gr. 768.

El amoniaco produce abundantes vapores blancos, en presencia de un ácido volátil, por ejemplo, el hidroclórico, lo cual sirve para reconocerle en ciertos casos.

Las sales argénticas, tienen la propiedad de absorber una proporcion notable de gas amoniaco: se saca partido de esta circunstancia para liquidarle. Con este objeto, se sobresatura de gas amoniaco seco, el cloruro argéntico obtenido por precipitacion y tambien desecado; se introduce en un tubo de vidrio doblado en ángulo obtuso, cerrado por un estremo y abierto por el otro; en seguida, se suelda á la lámpara de esmaltar este último estremo, y conseguido, basta calentar suavemente con agua tibia la parte del tubo que contiene el cloruro argéntico amoniacal, y por el contrario enfriar la opuesta, para que comprimido á sí mismo el gas, se condense bajo la forma líquida.

Composicion del amoniaco. La composicion del amoniaco

deducida de su densidad, aparece tambien confirmada por el análisis; en efecto, sometido á una larga série de chispas eléctricas ó á la accion del calor, el amoniaco aumenta hasta que en definitiva duplica de volúmen: si entonces se introducen 100 volúmenes (procedentes, segun lo espuesto, de 50 de gas amoniaco) dentro de un eudiómetro, para operar en el mercurio (véase la figura 29, página 124), se añaden 50 volúmenes de oxígeno, y en fin, se pasa la chispa eléctrica, sucede que, despues de la pequeña detonacion, queda un resíduo igual á 37,5 volúmenes; es decir, que desaparecen 112,5.

Pero como aquí se ha formado agua, es fácil conocer que los 112,5 volúmenes representan 37,5 de oxígeno y 75 volúmenes de hidrógeno; de manera que, 100 volúmenes de la mezcla amoniacal analizada, contienen 75 de hidrógeno. Para apreciar ahora la cantidad de nitrógeno, se introduce el gas resíduo (37,5 volúmenes) en presencia de un pedazo de fósforo, con lo que hay nueva absorcion, quedando un resíduo final de 25 volúmenes de nitrógeno: por consiguiente; 100 volúmenes de mezcla gaseosa, están formados, en definitiva, de 75 volúmenes de hidrógeno y 25 de nitrógeno.

Pero como dichos 100 volúmenes, proceden de 50 de gas amoniaco, resulta que para fijar la verdadera composicion centensimal y en volúmen del amoniaco, habrá que multiplicar por dos estos resultados v. gr.:

$$75 \times 2 = 150 \text{ de hidrógeno.}$$
$$25 + 2 = 50 \text{ — nitrógeno.}$$

De suerte que el gas amónico resulta de la combinacion de:

1 volúmen de nitrógeno....
3 volúmenes de hidrógeno. } Condensados en 2 volúmenes.

—

4 volúmenes.

Mas como el amoniaco se combina por volúmenes iguales con el gas clorhídrico, cuyo equivalente, muy bien conocido, es de 4 volúmenes, resulta que el del amoniaco estará repre-

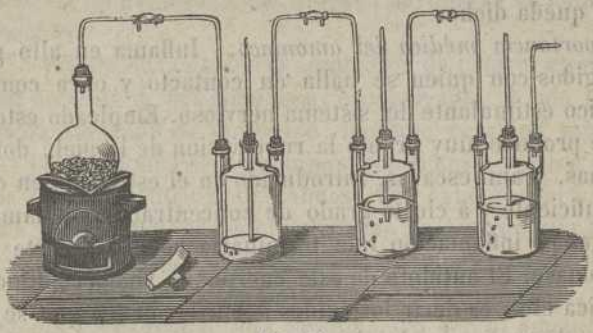
sentado por igual número de ellos, en cuyo caso constará de:

2 vol. de nitrógeno.	Condensados en 4 volúmenes.
6 — — hidrógeno.	
8 volúmenes.	

Cuya composicion, expresada en equivalentes, y en 100 partes ponderales, será:

		En 100 partes:	
1 equiv. de nitrógeno. . .	= 14 . . .	82,41	= NH^3
3 — — hidróg.	= 3 . . .	17,59	
	17	100,00	

Preparacion del agua saturada de amoniaco. Con el falso nombre de *amoniaco líquido* (acepcion que solo pertenece al gas condensado bajo la forma líquida), se entiende vulgarmente la disolucion, más ó menos concentrada en el agua destilada, del gas amoniaco desprendido en virtud de la misma reaccion que le produce gaseoso, segun dejamos dicho. El aparato es el denominado de Woolf, segun manifiesta la adjunta figura:



(Fig. 61).

Los tubos rectos, hacen aquí el mismo servicio que los tubos de seguridad que hemos representado en casi todos los aparatos descritos en las precedentes lecciones: en efecto, aquí como en aquellos, sucede que si ejerce el gas demasiada presion en los frascos; saldrá el líquido en forma de surtidor

por la parte superior de los tubos rectos; y si por el contrario hay vacío, sucederá que al ascender el líquido de los frascos por la prolongacion sumergida de los tubos comunicantes dejará al descubierto la extremidad de los tubos rectos, introducida en los frascos, y el aire entrará por ellos á restablecer el correspondiente equilibrio.

Hechas estas advertencias, réstanos encargar que se conduzca el fuego con cuidado; que se facilite con paños humedecidos sobre los frascos la condensacion del gas; y en fin, que se recoja y guarde con presteza el agua saturada de amoniaco.

Desde hace mucho tiempo, se prepara el amoniaco en grande escala destilando con cal las aguas amoniacales procedentes de la fabricacion del gas del alumbrado: dichos líquidos contienen mucho carbonato y sulfhidrato de amoniaco, que en presencia de la cal, se descomponen dejando el álcali volátil en libertad.

El amoniaco desempeña un papel muy importante en la vida de las plantas, quienes le descomponen en su organismo admirable, asimilándose el nitrógeno necesario para la formacion de muchos principios inmediatos protéicos: la lluvia arrastra constantemente, y sobre todo despues de una tempestad, gran cantidad de amoniaco que absorbido por las raices de las plantas entra á formar parte del organismo vegetal, segun queda dicho.

Importancia médica del amoniaco. Inflama en alto grado los tegidos con quien se halla en contacto y obra como un enérgico estimulante del sistema nervioso. Empleado esteriormente produce muy pronto la rubefaccion de la piel, dolores, fligtenas, y aun escaras. Introducido en el estómago en cantidad suficiente y á cierto grado de concentracion, inflama este órgano, inflamacion que terminaria con la muerte si se abandonase. El antídoto de este cuerpo es vinagre, limonada sulfúrica etc., es decir los ácidos débiles con los que se neutraliza, dependiendo el éxito, de la prontitud con que se administre el antídoto. En cortas gotas y con un poco de agua azucarada, sirve para combatir los efectos de la embriaguez: esteriormente, suele emplearse como rubefaciente en los reumatismos crónicos, obstrucciones recientes de los pechos, tumores frios, neuralgias, anginas etc.: interiormente se da con éxito

en casos de erupciones cutáneas difíciles, ó bruscamente interrumpidas, fiebres atáxicas, reumatismos crónicos, mordeduras de víbora etc. M. Breschet, recomienda usarlo al mismo tiempo que el opio para obtener una accion sudorífica; finalmente inspirado el amoniaco por la nariz, pero con precaucion, se emplea en casos de síncope. Como cáustico, se usa tambien, con muy buen resultado, en los dolores de la dentadura debidos á las caries, así como para cauterizar la piel del cráneo en las afecciones crónicas del cerebro etc.

Interiormente se da á la dósis de XX á XL gotas en ℥ jv de un vehículo apropiado. Los veterinarios le usan para disipar la meteorizacion que se manifiesta en ciertos animales cuando han comido demasiado forrage: unos 30 gramos, disueltos en un mucilago, bastan para curar á un caballo, ó á un rumiante de grande talla, v. gr., á un buey.

El amoniaco es uno de los cuerpos más importantes en química; no solamente por sus muchas aplicaciones, como reactivo, sino tambien por su utilidad para constituir varias sales dobles. El amoniaco gaseoso puede emplearse con ventaja para neutralizar el ácido carbónico de ciertas atmósferas viciadas; como lagares, etc.

Teoria del amonio. Las consideraciones que son el fundamento, digámoslo así, de esta teoría, imaginada por Ampere y desenvuelta por Berzelius, pueden agruparse en los siguientes hechos:

1.° Puesta en contacto la amalgama de potasio en una pequeña copelita de sal amoniaco, humedecida, ó con un poco de agua saturada de amoniaco, hay una reaccion muy marcada: la amalgama se descompone; el potasio reduce el agua á sus dos elementos apoderándose del oxígeno para formar potasa y desprendiéndose el hidrógeno, mientras que el mercurio, lejos de quedar en libertad, se hincha, casi se solidifica y adquiere un tacto untuoso como de manteca, lo cual indica que ha contraido una combinacion con el amoniaco, es decir, una verdadera amalgama. Además, analizado este compuesto, suministra mercurio, amoniaco, y una cantidad de hidrógeno que corresponde, en equivalentes, á uno de este gas para otro de álcali volátil. Esta misma amalgama puede obtenerse por la electricidad.

2.° Los oxácidos anhidros y el amoniaco gaseoso y seco, no forman compuestos salinos correspondientes á los oxisales que dichos ácidos constituyen con otras bases. La presencia de un equivalente de agua, en el ácido ó en el amoniaco, los dá estas condiciones.

3.° Todos los hidrácidos se combinan directamente con el amoniaco anhidro.

4.° Las sales amoniacales son isomorfas con las de potasa.

Reflexionando ahora sobre estos hechos, podremos comprender las razones que alegan los partidarios del amonio, entre los que nos contamos, y son las siguientes:

1.ª Existe un radical hipotético denominado *amonio*, compuesto de NH^4 y que se conduce como un metal simple, de la misma manera que más adelante veremos ofrecer propiedades, de cuerpo simple metaloideo, á otro radical compuesto descubierto y aislado por Gay-Lussac que se denomina cianógeno.

2.ª Se admite que el radical amonio, hipotético, es metálico por que solo esta clase de cuerpos tienen la propiedad de combinarse con el mercurio, constituyendo las ligas metálicas llamadas amalgamas, y por la analogía de NH^4 con el potasio y demás metales.

3.ª El gas amoniaco NH^3, no es más que un hidruro de otro radical hipotético llamado *amido* NH^2, que estudiaremos en el lugar conveniente: pero cuando el amoniaco tiene un equivalente de agua, esta se descompone constituyendo con su hidrógeno el radical amonio y formando con el oxígeno el óxido de este radical, que se conduce en las sales como la potasa ó sosa. La reaccion que hace pasar al cuerpo indiferente amoniaco anhidro, á base, en presencia del agua, es la siguiente:

$$NH^3 + HO = NH^4,O.$$

Por eso los oxácidos anhidros no forman sales con el gas seco, sino otra clase de compuestos parecidos á los amidos; mientras que sí las forman cuando el gas es húmedo, ó ellos tienen agua.

4.ª Los hidrácidos no necesitan esta circunstancia para unirse al amoniaco seco, porque su hidrógeno se asocia al amoniaco y forma el amonio, apto ya, como metal, para for-

mar sales haloideas v. gr.: $NH^3 + HCl = NH^4,Cl$. Este ejemplo, puede ser generalizable á toda esta clase de sales.

5.ª La accion del amoniaco hidratado, es decir, del óxido de amonio, sobre ciertos cuerpos simples y sales, justifica la teoría que aceptamos; en efecto, haciendo pasar sal amoniaco (NH^4,Cl = cloruro amónico) á través de hierro enrojecido, se forma cloruro de hierro y se descompone el amonio en amoniaco é hidrógeno, de una manera análoga á como lo efectúa el ácido nítrico en gas hiponítrico y oxígeno v. g.:

$$\underbrace{NH^4,Cl}_{\text{Sal amoniaco.}} + \underbrace{Fe}_{\text{Hierro.}} = \underbrace{FeCl}_{\text{Cloruro de hierro.}} + \underbrace{NH^3}_{\text{Amónico.}} = \underbrace{H}_{\text{Hidrógeno.}}$$

6.º Admitido el amonio, quedan uniformadas sus sales con las de potasio, con quienes son isomorfas; ganando mucho en ello, su nomenclatura hablada y escrita.

En oposicion á estas ideas, aceptadas hoy por casi todos los químicos de Europa, en especial por los alemanes, se objetan principalmente dos razones, á saber: que haya que admitir por de pronto un cuerpo hipotético y luego mucho más, generalizando igual criterio que aquí á los compuestos orgánicos de cierta clase; y en segundo lugar, y esta es la objecion más seria, que en la produccion de la sal amoniaco, por la union del ácido hidroclórico y el amoniaco, es imposible pueda este quitarle el hidrógeno á aquel, para formar el amonio (NH^4), compuesto que no se aisla ni se produce directamente por ningun medio; mientras que el cloro tiene tal fuerza de combinacion con el hidrógeno, que le roba á todos los cuerpos para formar ácido hidroclórico.

A la primera objecion, puede responderse que tampoco se ha aislado el fluor y se admite en la ciencia, así como tambien se ha estado aceptando por cerca de un siglo la existencia del ácido nítrico anhidro y se ha aislado ayer como quien dice: respecto á la segunda objecion, de Chevreul, puede replicarse que son muy distintas las afinidades de los cuerpos en reposo á las que son capaces de desplegar puestos en movimiento sus elementos; pudiendo acontecer muy bien que el cloro, dotado de grande afinidad por el hidrógeno y por consiguiente reteniendo

do á este con suma fuerza, le ceda, sin embargo, á un cuerpo que pueda cambiarse en un metal de la misma energía básica que el potásico, con quien contraiga el cuerpo halógeno una combinacion más intensa y permanente.

RESUMEN.

1. El nitrógeno puede ofrecer dos séries de combinaciones totalmente distintas; con el oxígeno la una y con el hidrógeno la segunda, que muy bien pudieran corresponder á los dos estados alotrópicos de este cuerpo simple, que hemos indicado al hacer el estudio del mismo. La primera série, comienza en el óxido nitroso y termina, hasta ahora, en el ácido nítrico; la segunda, principia y concluye (ateniéndonos simplemente á los hechos demostrados) en el amoniaco: aceptando como nosotros hacemos, las ideas teóricas expuestas en lo que precede, empezará la série de las combinaciones hidrógenadas del nitrógeno en el amido (NH^2), seguirá á este el amoniaco (NH^3) y terminará tambien, hasta ahora, en el amonio (NH^4)

La primera série representa en general acciones de oxigenacion ó más bien de ozonizacion; mientras que la segunda, se caracteriza de ordinario por acciones opuestas, esto es, de reduccion.

El amoniaco se produce por varias causas en la naturaleza, siendo las principales, la fermentacion de las sustancias nitrogenadas de procedencia animal y vegetal, y la descomposicion del agua mediante acciones eléctricas y de contacto, y en fin, de oxigenacion especial. La produccion del amoniaco en la atmósfera, sobre todo despues de una tormenta, representa una sabia reaccion química, en virtud de la que se forma un precioso alimento para las plantas á espensas de los elementos de gérmenes orgánicos, quizá miasmáticos, y por lo tanto nocivos á la salud de las gentes. Agua, amoniaco, fosfatos y hierro; hé aquí los principales alimentos de las plantas.

2. El mejor medio para obtener el gas amoniaco, consiste en descomponer la sal amoniaco (cloruro amónico) por medio de la cal. El gas amoniaco resultante y desecado, es puro y

goza de todas las propiedades que le distinguen, en especial de su olor característico penetrante y difusivo, é irritante hasta escitar el lagrimeo. Una corta porcion de gas amoniaco forma, en contacto de un ácido enérgico y volátil, unos humos blancos y densos. El gas amoniaco puede liquidarse y hasta solidificarse sometiéndole á fuertes presiones á la vez que á grande descenso de temperatura.

3. El agua saturada de amoniaco y mal llamada amoniaco líquido (solo corresponde este nombre al gas liquidado) goza de todas las propiedades del gas que hemos estudiado y cuya composicion, en equivalente es $= NH^3$.

4. Razones teóricas, llenas de interés y deducidas de hechos esperimentales, muy bien observados, inducen á creer que existe un radical compuesto de un equivalente de nitrógeno y cuatro de hidrógeno (NH^4), denominado amonio, cuyas propiedades parece son semejantes á las de los metales, particularmente los alcalinos: su combinacion más notable y característica, es con el mercurio constituyendo una amalgama.

5. El amoniaco tiene muchas aplicaciones, así en nuestros laboratorios, como en medicina, industria y artes.

En medicina se considera el amoniaco como un enérgico estimulante del sistema nervioso. Se le emplea esteriormente como rubefaciente en los reumatismos crónicos, tumores frios etc., é interiormente ha dado buenos resultados en las erupciones cutáneas, fiebres atáxicas, mordeduras de víbora etc. Se da en dósis de XX á XL gotas en ℥ jv de un vehículo apropiado.

LECCION DUODECIMA.

AZUFRE. Su fórmula y equivalente. Su existencia en la naturaleza.—Su estraccion de los minerales que le contienen en el estado nativo y de las piritas.—Sus propiedades.—Estados alotrópicos del azufre.—Purificacion del azufre.—Sus usos.—Combinaciones del azufre con el oxígeno.—Acido hiposulfuroso y sulfuroso.—Métodos de obtencion de este último cuerpo, á saber: 1.° por la combustion del azufre; 2.° por la descomposicion del ácido sulfúrico en presencia del azufre; carbon, madera y de varios metales.—Caractéres del ácido sulfuroso bajo la forma de gas y líquido.—Importancia y aplicaciones del ácido sulfuroso.—Resúmen.

Azufre.

Este cuerpo simple, cuyo símbolo químico es S y el equivalente = 16, se conoce desde muy antiguo; pues ya en tiempo de Plinio se empleaba en fumigaciones en las ceremonias religiosas, porque ardiendo, dice este autor, comunica á los rostros el color de la muerte.

El azufre es una de las sustancias más esparcidas en la naturaleza; así que no es de estrañar que los antiguos consideraran á este cuerpo como formando parte de los cuatro elementos Aristotélicos, de este modo:

Tierra. . . . — Nativo.—Sulfuros.—Sulfatos.
Agua. . . . . — Manantiales frios y termales.
Aire. . . . . — Gérmenes orgánicos, miasmas, etc.
Fuego. . . . — Volcanes.

La ciencia ha justificado, en los modernos tiempos, que el azufre es uno de los elementos *fundamentales* del organismo animal y vegetal; para dar una idea de ello, basta considerar que el cuerpo de un individuo, de mediana talla, queda reducido por la desecacacion á 11 kil. de materia orgánica, en los que hay 110 gramos de azufre. Partiendo de este dato Dumas, ha calculado que la cantidad de azufre existente en los seres organizados de la Francia, se acerca á *un millon de arrobas*.

Así como despues de la muerte de un individuo ó de un vegetal, el carbono organizado en ellos pasa á ser la combinacion mineral más sencilla (ácido carbónico), para que pueda servir, bajo semejante estado, de elemento de vida á otros seres (véase la pág. 5), y así como á su vez el hidrógeno y nitrógeno elemental de las sustancias orgánicas, sufren una metamorfosis análoga *mineralizándose* en agua y en amoniaco, así el azufre se simplifica y pasa tambien á ser elemento inorgánico, por idéntica causa, bajo la forma de hidrógeno sulfurado ó de ácido sulfúrico.

En España hay ricos criaderos de azufre, como por ejemplo, en Hellin y Conil, y en las provincias de Vizcaya, Almería y Aragon.

Extraccion del azufre. Está fundada, por lo general, en dos procedimientos, á saber: ó fundir los minerales que contienen el azufre nativo, ó bien destilar las piritas en hornos apropósito.

Para extraer el azufre, por el primer método, se toman los minerales que le contengan nativo en mayor cantidad, se pulverizan y se introduce el producto en unas vasijas de barro refractario, de una forma especial, como puede verse en la siguiente figura: las impuridades quedan en esta especie de

(Fig. 62).

tarros cónicos, mientras que el azufre, más ligero y fundido, destila por las tubuluras laterales *b b*; y en fin, las sendas tapaderas, tambien de barro, que cubren estos tarros, sirven para añadir nueva porcion de mineral, á medida que se vá fundiendo; siendo preciso, como es natural, tener cerrado todo el aparato, mientras la destilacion, para que no haya la menor pérdida de azufre.

Hé aqui, por lo demás, la descripcion de todas las partes de que consta dicho aparato.

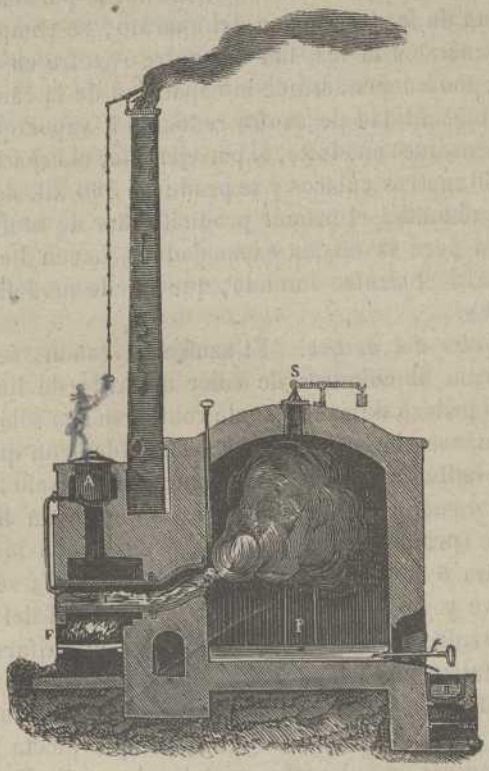
A hace veces de retorta.

e figura el cuello.

B el recipiente.

b una tubulura de eliminacion, dispuesta para dar salida al azufre fundido, el cual cae en la cubeta *C* que contiene agua.

El azufre obtenido de este modo, circula en el comercio con el nombre de azufre en bruto; porque en efecto contiene de 3 á 10 por 100 de sustancias térreas, que por efecto de la destilacion han pasado al recipiente: para depurarle, de una manera definitiva, se le sujeta á una segunda destilacion en el aparato representado por el siguiente grabado. Hé aqui su descripcion:



(Fig. 63).

T cilindro de fundicion de hierro, doblado en cuello de ci-

güeña, que comunica con una cámara construida de ladrillo, á donde se dirige el azufre en vapor procedente del cilindro.

F horno para calentar el mencionado cilindro: el calor perdido de este horno, calienta una caldera *A*, que tiene el azufre en bruto; y fundido, cae á voluntad al cilindro.

S válvula de seguridad y que además permite la renovacion del aire en el interior de la cámara.

P puerta para sacar el producto.

t conducto para dar salida al azufre que haya podido fundirse en la cámara, por demasiada temperatura, ocasionada por la condensacion del azufre en vapor (flor de azufre).

B pequeña caldera, calentada por un horno particular.

En vista de la descripcion del aparato, se comprende que puede obtenerse á la vez, flor de azufre ó azufre en cilindros ó en cañon; todo dependerá de la capacidad de la cámara, respecto de la cantidad de azufre reducido á vapor que en ella deba condensarse: en efecto, si por ejemplo, el espacio de aquella es de 80 metros cúbicos y se producen 300 kil. de vapor de azufre, se obtendrá el primer producto (flor de azufre), mientras que si para la misma capacidad, se hacen llegar 1.800 kil. resultará el azufre fundido, que puede modelarse en la forma dicha.

Propiedades del azufre. El azufre en cañon, se presenta bajo la forma de cilindros de color amarillo de limon, muy friable; un pedazo de azufre suele romperse con solo apretarle entre las manos, lo cual indica la desigualdad con que sus moléculas trasmiten el calórico, ó lo que es lo mismo, el azufre es muy mal conductor del calórico: adquiere un ligero olor por el frote (principios de oxidacion) y desarrolla la electricidad resinosa ó negativa. Su densidad = 2,087; se funde á 111°, hierve y se volatiliza á 400°; la densidad del vapor = 6,654. El azufre es dimórfico; disuelto en el sulfuro de carbono, cristaliza por evaporacion del vehículo, en octaedros derechos, de base romboédrica, derivados del sistema prismático rectangular derecho (cristalizacion que afecta el azufre nativo); mientras que el azufre cristalizado por fusion, seguida de enfriamiento (al efecto se funde el azufre en un crisol de

barro, se deja solidificar la costra superficial de la masa, se taladra esta con un tubo, se decanta el líquido interior, y en fin, se deja en reposo el residuo á un calor descendente, pero gradual), se presenta bajo la forma de prismas oblícuos de base romboidal, y siendo ambas formas pertenecientes á diversos sistemas cristalinos y por lo tanto incompatibles, de ahí el poseer el azufre la propiedad dimórfica, debida, segun parece, á la temperatura que interviene en el acto de la cristalizacion.

El azufre se disuelve, más ó menos, en el alcohol, éter, cloroformo, aceites volátiles (con especialidad en la bencina) y sobre todo en el sulfuro de carbono.

Estados alotrópicos. El azufre, como todos los elementos fundamentales del organismo animal y vegetal, que llevamos estudiados (oxígeno, hidrógeno, nitrógeno), ofrece estados moleculares diversos que cambian sus condiciones físicas, de tal modo, que hace dudar á primera vista, si es el mismo cuerpo ó bien otro de distinta naturaleza. Estos estados físicos particulares del azufre, podemos marcarlos con las letras alfabéticas *A B* y *C*.

A comprende el azufre normal, sólido y de color amarillo, en fin, tal como lo hemos descrito; se funde á 111°.

B corresponde al azufre que fundido entre 180 á 220°, se presenta bajo el aspecto de un líquido rojizo de consistencia espesa y semejante á la miel tostada ó al caramelo: aunque se vuelque el tubo que le contiene, no se vierte.

C es el azufre fundido á 250°, en cuyo caso pierde su anterior espesor, adquiere fluidez y si se vacia, en semejante estado, en agua fria (hay que agitar esta para evitar la proyeccion del líquido) en vez de obtenerse una masa de azufre duro, como por lo general sucede, en casos análogos, resulta un conjunto blando, de color parduzco y tan flexible y elástico que puede confundirse con la goma elástica ó la gutapercha; asi que, pueden hacerse moldes con esta masa. Pasado cierto tiempo, pierde estas propiedades y vuelve sensiblemente al primer estado A.

La capacidad calorífica del azufre cambia tambien en estos agrupamientos atomísticos.

Aquí se nos ocurre la misma pregunta que hicimos en ocasion análoga, respecto de otro elemento fundamental del orga-

nismo humano, á saber; ¿no será posible que el azufre elemental ofrezca en el cuerpo del hombre, estados semejantes á los que en nuestros laboratorios presenta, á la vez que combinaciones isoméricas, correspondientes á estos mismos cambios moleculares? Y si esto sucede, ¿no puede acontecer que ciertos estados patológicos, guarden una estrecha relacion con las formas alotrópicas mencionadas?.... La química orgánica está llamada á resolver las más trascendentales cuestiones en este camino, que en nuestra opinion, ha de dar por resultado el descubrimiento de un nuevo horizonte de utilidad para la medicina, á la par que una nueva corona que añadir á las muchas que tan gloriosamente tiene conquistadas nuestra ciencia.

Además de estos estados alotrópicos, el azufre presenta una singularidad muy notable, respecto á la densidad de su vapor; en efecto, segun Dumas, este es á 500° = 6,654; mientras que segun Bineau, dicha densidad es = 2,218 determinada á 1000°: por consiguiente, el azufre presenta dos maneras de ser perfectamente distintas; es decir, dos formas cristalinas incompatibles, dos capacidades calorificas diversas, cuando está líquido y dos agrupamientos moleculares, distintos tambien, cuando está gaseoso ó aeriforme.

Además; al condensarse el vapor de azufre sobre los cuerpos frios adquiere la forma *utricular* (semejante á ampollas), siendo de notar que la parte esterior está constituida por una película blanda, mientras que la parte interna es líquida.

En resúmen; segun los trabajos de Magnus, puede admitirse la existencia de seis modificaciones moleculares de azufre, á saber:

1.ª	Azufre	amarillo	prismático.
2.ª	—	—	octaédrico.
3.ª	—	—	amorfo insoluble.
4.ª	—	—	rojo insoluble.
5.ª	—	—	— soluble.
6.ª	—	—	negro insoluble.

El azufre *C*; es decir, el fundido y vaciado bruscamente en agua fria contiene cuatro de estas modificaciones, y son: azu-

fre amarillo soluble y cristalizable; azufre amarillo amorfo é insoluble; azufre negro, y en fin, azufre rojo soluble.

Relacion entre los estados alotrópicos del azufre y sus condiones químicas. Esta dependencia puede establecerse mediante la exposicion de los hechos siguientes:

1.° Cuando se descompone por la pila una solucion acuosa de hidrógeno sulfurado, el azufre aparece en el *polo positivo;* mientras que por el contrario, se dirije al *negativo*, cuando es puesto en libertad por el electroliso de una solucion acuosa de ácido sulfuroso.

2.° Por consiguiente, en el hidrógeno sulfurado, el azufre se halla en el estado electro negativo v. g. $\overset{+}{H}\overset{-}{S}$; mientras que en el ácido sulfuroso está en el estado electro-positivo, esto es $\overset{+}{S}\overset{-}{O}^2$.

3.° El azufre depositado en el polo positivo, es cristalizable y soluble y el que se dirije al negativo es amorfo é insoluble; lo cual quiere decir, que el *azufre cristalizable y soluble* es un cuerpo *comburente*, *y el azufre amorfo é insoluble, es combustible.*

4.° Puede predecirse, en vista de esto, cuáles serán las propiedades de un azufre procedente de una combinacion dada: así, por ejemplo, el azufre resultante de los sulfuros ó polisulfuros metálicos, será azufre soluble en el sulfuro de carbono y cristalizable en octaedros, porque en estos compuestos el azufre desempeña el papel de cuerpo comburente ó electronegativo ($= \overset{+}{M}\overset{-}{S^x}$). Y por el contrario, el cloruro de azufre y sus congéneros suministrarán una clase de azufre amorfo é insoluble, en atencion á que en estos compuestos el azufre hace veces de cuerpo electro positivo ($= \overset{+}{S}\overset{-}{Cl}$).

5.° Estas condiciones del azufre pueden cambiar en presencia de los cuerpos que intervienen en su reduccion: tal sucede tratando un sulfuro metálico por el ácido nítrico, porque la accion oxigenante de este modifica las condiciones del azufre cambiándole en amorfo ó combustible, por más que en el compuesto metálico estuviera bajo la forma cristalizable y

comburente: esto puede expresarse de una manera general, diciendo; que *el azufre adquiere en el estado naciente la tendencia eléctrica que poseería, en la combinacion oxigenada de que á seguida va á formar parte.*

Propiedad notable de la llama de azufre. El azufre no se inflama espontáneamente sino cuando se calienta en presencia del aire á la temperatura de 250°: ya hemos visto que la combustion es mucho más viva en el gas oxígeno. Segun M. Stokes, la radiacion procedente del azufre que arde en el oxígeno, contiene gran número de rayos invisibles, más refrangibles que los rayos violetas, y capaces por lo tanto de producir los fenómenos de la verdadera difusion: en efecto, si se escriben algunas palabras sobre papel de cartas, con una disolucion alcohólica de *quinina*, de *esculina* ó de *datura estramonium*, no es posible distinguir los caractéres despues de secos; pero al punto aparecen teñidos de un color azulado si se iluminan con la llama de azufre. Interponiendo entre la vista y el papel una capa delgada de una disolucion muy diluida de cromato de potasa, los caractéres son distintamente perceptibles; pero desaparecen, no bien es colocada dicha disolucion entre la llama del azufre y el papel. Por último, el hierro arde en atmósfera de azufre con igual intensidad que en el esperimento de Ingenus (V. fig. 8.ª, pág. 75), siendo el resultado de esta combustion sulfuro de hierro: para verificar este esperimento, se calienta un cañon de fusil por la parte del oido y recámara, y cuando está candente se echan pedazos de azufre por la boca de aquel, tapando en seguida con un corcho; verificado esto, no hay más que aproximar un manojo de alambre fino al surtidor de azufre inflamado, que sale por el oido del cañon, y que acto contínuo hace arder al hierro de la manera dicha.

Importancia médica del azufre.

Administrado interiormente en cantidades regulares es purgante: si se toma en dósis reducidas ó pequeñas aumenta el calor animal, acelera el pulso y activa las secreciones bronquial, cutánea y renal; es pues un medicamento estimulante: en estos casos es absorbido y transformado parcialmente en ácido sulfhídrico, pues los gases intestinales, el aliento, la orina, y el

sudor exhalan el olor fétido de dicho gas. Aconsejamos que no se prolongue su empleo por mucho tiempo, porque, su accion estimulante llevada á un grado extremo puede determinar gravísimos accidentes. A dicha accion deben atribuirse los resultados obtenidos por su administracion en los catarros, amenorreas, parálisis mercuriales y otras enfermedades crónicas. Además de su accion estimulante tiene otra que es la de localizarse en el sistema cutáneo influyendo muy particularmente en las enfermedades que le afectan. Se han obtenido magníficos resultados empleándole de una manera general en las enfermedades de la piel. Interiormente y como purgativo se da en dósis de ʒj á iij en la leche ó en un electuario, en pastillas, como estimulante y á la dósis de X ij gr. á ℈ j, dos ó tres veces al dia. Esteriormente se administra el ungüento ó pomada de azufre, compuesto de una parte de este cuerpo y cuatro de enjundia; dicho ungüento se emplea en fricciones sobre la piel.

Importancia y aplicaciones industriales del azufre. El azufre es objeto de numerosas é importantes aplicaciones; baste decir que representa la tercera parte del ácido sulfúrico consumido en Europa y próximamente la décima parte de la pólvora fabricada. En la actualidad solo la Francia consume, término medio, 100 millones de kilógramos de azufre al año: las minas de Sicilia suministran anualmente al comercio 50 millones de kilógramos de azufre (cerca de un millon de quintales). Por consiguiente, y suponiendo que la explotacion del azufre en Sicilia, date en esta cantidad, desde 1840 (la estraccion remota á muchos más años), y admitiendo, en fin, que el precio, por quintal castellano, haya sido, término medio, de 30 rs., resulta que en 20 años, la Sicilia ha realizado en la venta de sus azufres una suma que asciende próximamente á 600 millones de reales.

En un caso preciso, por ejemplo, de guerra ó monopolio, la industria se abasteceria de azufre, bien fuera explotando las abundantes montañas de yeso, que contienen 17 por 100 de azufre, ó bien las piritas de hierro y de cobre (hoy esportan ya ciertos paises, entre ellos España, este mineral, para el indicado objeto), que pueden proporcionar hasta 15, y aun algunas 20 por 100, de dicha sustancia.

Si el gobierno español se guiara por el criterio que solo nuestra ciencia le puede proporcionar, levantaria la maza de hierro, que sobre esta como otras tantas primeras materias industriales pesa, y permitiendo la libre explotacion de ella, pondria en evidencia ante la Europa la riqueza de este artículo que como tantos otros esconde la tierra pátria y que se apresuraria á comprarnos el comercio extranjero, en particular la Francia con grande ventaja para la nacion y fortuna de las empresas particulares dedicadas á este negocio. Con solo utilizar los miles de quintales de azufre que anualmente se pierden en Almaden, aumentaria en muchos millones la renta del Estado.

El azufre sirve en muchos paises para la fabricacion de una especie de pajuelas de madera, llamadas *allumettes;* tambien se usa esta sustancia bajo la forma de flor de azufre para combatir el oidium, y en fin, para los usos medicinales arriba mencionados.

Se purifica la flor de azufre del comercio por la simple locion con agua tibia, hasta tanto que esta no ejerza accion alguna ácida sobre la infusion reciente de flor de malva: en el caso de que la flor de azufre del comercio sea arsenical (lo cual ya veremos más adelante como se reconoce), debe desecharse al punto, y por lo tanto no pensar de manera alguna en purificarla.

Combinaciones del azufre con el oxigeno.

Las principales son las siete siguientes:

			Equival. H = 1
1.ª	Acido hiposulfuroso	S^2O^2	48
2.ª	— sulfuroso	SO^2	32
3.ª	— sulfúrico	SO^3	40

SERIE THIONICA (1) (voz griega que significa *azufre*):

1.ª	— hiposulfúrico (dithionico = 2 de azufre)	S^2O^5	72

(1) Siendo ya insuficientes para este caso las voces usadas por la nomenclatura general, se han adoptado otras palabras griegas para las nuevas combinaciones que siguen.

5.ª — —— (trithionico=3— —). S^3O^4 . . 88
6.ª — —— (tetrathionico=4— —). S^4O^5 . . 104
7.ª — —— (pentathiónico=5— —). S^5O^5 . . 120

Acido hiposulfuroso.

El ácido hiposulfuroso, *isomero* hasta cierto punto con el ácido hiposulfúrico trisulfurado ó pentathiónico (S^5O^5), supuesto que existe la misma relacion atomística en ambos, tiene por fórmula S^2O^2, segun dejamos consignado en el cuadro anterior, y su equivalente es = 48. No se ha aislado puro; solo existe en disolucion constituyendo un líquido siruposo, incoloro é inodoro, cuyas propiedades son apenas conocidas.

El ácido hiposulfuroso se produce en varias circunstancias; las más importantes son las dos que siguen:

1.ª Por la accion del azufre sobre los sulfitos, v. gr.:

$$\underbrace{MO,SO^2}_{\text{Sulfito.}} + \underbrace{S}_{\text{Azufre.}} = \underbrace{MO,S^2O^2}_{\text{Hiposulfito.}}$$

2.ª Por la accion del oxígeno sobre los bisulfuros, v. gr.:

$$\underbrace{MS^2}_{\text{Sulfuro.}} + \underbrace{O^3}_{\text{Oxígeno.}} = \underbrace{MO,S^2O^2}_{\text{Hiposulfito.}}$$

Segun Persoz, parece que puede obtenerse este ácido, pero siempre impuro, vertiendo gota á gota una disolucion de hiposulfito de sosa sobre el nitrato de plomo; pero evitando que la precipitacion sea completa, pues entonces hay redisolucion. Se forma hiposulfito de plomo insoluble, el cual lavado con agua destilada y seco, se descompone por medio de una corriente de hidrógeno sulfurado; con lo que se origina sulfuro de plomo insoluble, y ácido hiposulfuroso, segun la ecuacion siguiente:

$$\underbrace{PbO,S^2O^2}_{\text{Hiposulfito de plomo.}} + \underbrace{HS}_{\text{Hidrógeno sulfurado.}} = \underbrace{Pb,S}_{\text{Sulfuro de plomo.}} + \underbrace{HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{S^2O^2}_{\text{Acido hiposulfuroso.}}$$

Separado el sulfuro de plomo por filtracion, se concentra

el líquido resultante, en el vacío, y bajo la presencia del ácido sulfúrico ordinario.

El ácido hiposulfuroso no puede, por lo visto, ser obtenido tratando un hiposulfito por un ácido: en efecto, mediante esta accion, constantemente se descompone el ácido hiposulfuroso, puesto en libertad, en acido sulfuroso y en azufre que se precipita, v. gr.:

$$\underbrace{MO,S^2O^2}_{\text{Hiposulfito.}} + \underbrace{\bar{A}}_{\text{Acido.}} = \underbrace{MO,\bar{A}}_{\text{Oxisal.}} + \underbrace{SO^2}_{\text{Acido sulfuroso.}} + \underbrace{S}_{\text{Azufre.}}$$

Este carácter seguro y constante y la coloracion cada vez más intensa (hasta el color negro) que las sales de plata solubles toman, aun en frio, en presencia de los hiposulfitos, tambien solubles, basta para distinguir este ácido de todos los demás, y muy particularmente del sulfuroso con quien puede confundirse.

Acido sulfuroso.

El ácido sulfuroso, ó gas de las pajuelas, existe en la naturaleza, ya desprendido por las aberturas de ciertos volcanes, ya en disolucion en ciertas aguas minerales, ó bien, en fin, enteramente formado en el organismo de algunas plantas. como en el *Ciclamen Europeum* y otras varias: su símbolo es SO^2; su equivalente = 32.

Obtencion del ácido sulfuroso. Este cuerpo debemos estudiarle bajo tres estados, á saber: *ácido sulfuroso gaseoso, líquido y disuelto en el agua.*

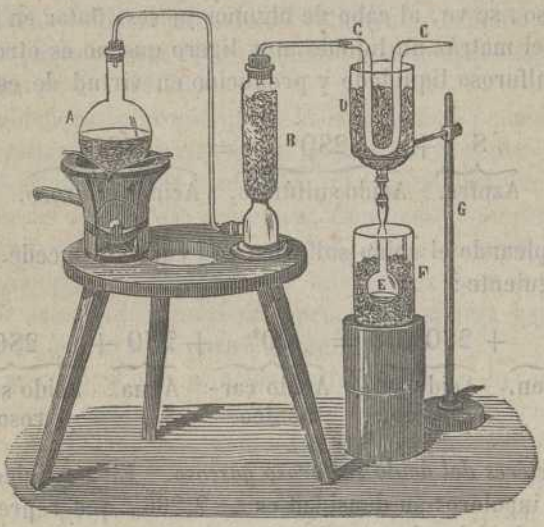
Acido sulfuroso gaseoso. La obtencion de este cuerpo, constituye casos particulares de los dos procedimientos generales siguientes:

1.° Quemar azufre, en el aire ó en el oxígeno, v. gr. $S + O^2 = SO^2$.

2.° Eliminar del ácido sulfúrico, un equivalente de oxígeno de los tres que posee, v. gr.: $SO^3 - O = SO^2$.

Ahora, la eleccion de uno ú otro método, para los casos prácticos, dependerá de varias circunstancias referentes á su pureza, precio, etc.

Por lo demás, la obtencion del ácido sulfuroso, sea por la combustion del azufre, en presencia del oxígeno del aire, ó bien por el sobreóxido de manganeso, se reduce á calentar dicho cuerpo simple en una retorta, en el primer caso, de mucha capacidad, y en el segundo más pequeña, haciendo que una y otra comuniquen con un frasco de locion, luego con otro en donde se deseque el gas, y por último, con la cuba de mercurio; pues el ácido sulfuroso es muy soluble en el agua: la reaccion que en uno y en otro caso tiene lugar es tan sencilla que no merece la pena de formularse. Estos métodos son malos, porque por lo regular suministran un producto impuro: así es que generalmente se recurre á la accion del ácido sulfúrico sobre el cobre ó mercurio, para lo que puede muy bien servir el aparato que indica la adjunta figura,



(Fig. 64).

y que en breve hemos de describir de un modo especial, al hablar de la obtencion del ácido sulfuroso líquido. En efecto, para obtener el gas sulfuroso con este aparato, no hay más que quitar el tubo en *U*, c c, del tubito que comunica con el frasco *B* y adaptar un tubo de goma elástica que conduzca el gas á la cuba de mercurio. La reaccion que produce el gas sul-

furoso, suponiendo que esta tiene lugar entre el cobre y el ácido sulfúrico, es la siguiente:

$$\underbrace{Cu}_{\text{Cobre.}} + \underbrace{2SO^3}_{\text{Acido sulfúrico.}} = \underbrace{CuO,SO^3}_{\text{Sulfato cúprico.}} + \underbrace{SO^2}_{\text{Acido sulfuroso.}}$$

Si en vez del cobre, fuera el mercurio, seria lo mismo, con solo cambiar los símbolos respectivos: tambien suele obtenerse el gas sulfuroso haciendo actuar el ácido sulfúrico sobre el azufre, ó bien sobre el carbon. En el primer método, ideado por Liebig para obtener el ácido sulfuroso líquido, sucede que si se cierran á la lámpara, dentro de un matracito de ensayo, pesos de azufre y ácido sulfúrico anhídro, correspondientes á los que exije el cálculo, para que cediendo oxígeno el ácido al azufre, ambos queden transformados en ácido sulfuroso, se ve, al cabo de algunos meses, flotar en la capacidad del matráz un líquido muy ligero que no es otro sino el ácido sulfuroso liquidado y producido en virtud de esta reaccion:

$$\underbrace{S}_{\text{Azufre.}} + \underbrace{2SO^3}_{\text{Acido sulfúrico.}} = \underbrace{3SO^2}_{\text{Acido sulfuroso.}}$$

Empleando el ácido sulfúrico y el carbon, sucede la reaccion siguiente:

$$\underbrace{C}_{\text{Carbon.}} + \underbrace{2SO^3,HO}_{\text{Acido sulfúrico.}} = \underbrace{CO^2}_{\text{Acido carbónico.}} + \underbrace{2HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{2SO^2}_{\text{Acido sulfuroso.}}$$

Caractéres del ácido sulfuroso gaseoso. El gas ácido sulfuroso es incoloro: su densidad es = 2,266, que representa la suma de la del oxígeno y la mitad de la densidad del azufre sólido, ó bien la sesta parte de la correspondiente á su vapor, pero segun que se considere determinado á 1000°, ó á 500°. En efecto:

1,1057 = densidad del oxígeno.
1,109 = $\frac{1}{2}$ densidad (á 1000°) ó $\frac{1}{6}$ de la densidad á (500°) del vapor de azufre.
———
2,266 = densidad del ácido sulfuroso.

Un volúmen de gas ácido sulfuroso, está formado de un volúmen de oxígeno y de $\frac{1}{2}$ ó $\frac{1}{6}$ de volúmen de vapor de azufre, condensados en un volúmen: por consiguiente, si pudiera sustraerse todo el azufre de un litro de gas ácido sulforoso, quedaria un litro de oxígeno.

El equivalente del ácido sulfuroso está representado, segun hemos manifestado anteriormente, por la fórmula SO^2; y su composicion centesimal está constituida por partes iguales de azufre y de oxígeno, en esta forma:

Azufre.	50,00
Oxígeno.	50,00
	100,00

El gas ácido sulfuroso es muy soluble en agua: un volúmen de esta disuelve cerca de 50 volúmenes de ácido sulfuroso; el alcohol disuelve 115 volúmenes á la temperatura de 20° y presion normal (0,760).

Tambien es impropio para la combustion y por lo tanto para la respiracion; escita de un modo tenaz y activo la tos y puede ocasionar graves accidentes una vez alojado en las celdillas aéreas del aparato pulmonar. En el caso de tener la desgracia de respirarle en gran cantidad, debe recurrirse al remedio general recomendado en tales casos, y es cambiar al punto de semejante atmósfera y procurar hallarse bajo la influencia de aire lo más puro posible.

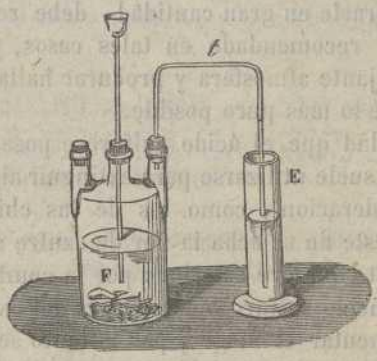
La propiedad que el ácido sulfuroso posee de ser un gas incomburente, suele utilizarse para extinguir algunos incendios de poca consideracion, como los de las chimeneas de las casas, etc.; á este fin se echa la flor de azufre en el hogar y se evita el contacto del aire esterior: por la combustion del azufre, se forma ácido sulfuroso á espensas del oxígeno del aire, que ha de alimentar el fuego y por lo tanto se priva al combustible de una gran parte del cuerpo que le ha de sostener; además, el gas sulfuroso producido, forma por sí mismo, una atmósfera impropia para la combustion dicha.

El ácido sulfuroso decolora muchas sustancias vegetales y animales, sea porque descompone la materia colorante, quitándola el oxígeno, ó bien porque forme con ella un compuesto

incoloro; este último caso tiene lugar por la accion del citado cuerpo sobre una rosa fresca, supuesto que si se trata por ácido sulfúrico, diluido en agua, una rosa decolorada por el gas sulfuroso, éste queda como espulsado y la flor recobra su primitivo matiz. Se utiliza la propiedad decolorante del ácido sulfuroso para el blanqueo de las telas de algodon, lana, etc., segun veremos al indicar sus principales usos.

Aunque el ácido sulfuroso no se transforma directamente en ácido sulfúrico, en presencia del oxígeno del aire, pasa, sin embargo de una manera parcial, á este estado, cuando interviene además del oxígeno la humedad atmosférica.

Tambien puede combinarse el ácido sulfuroso con el oxígeno por medios catalíticos ó de contacto, como lo ha demostrado Woheler, haciendo pasar una mezcla de ácido sulfuroso y aire á través del óxido de cromo ó de cobre, ó bien en fin, sobre los dos á la vez. El ácido sulfuroso es indescomponible por el calor; no es permanente; puede liquidarse á la temperatura de 15° bajo la presion de dos atmósferas, ó á la temperatura de — 10° bajo la presion ordinaria. Combinando una grande presion y un descenso de temperatura considerables puede hasta solidificarse.



(Fig. 63).

El hidrógeno no reduce al ácido sulfuroso, sino cuando se halla en el estado naciente; en cuyo caso se forma hidrógeno sulfurado y agua; suele utilizarse esta reaccion para averiguar si la lana blanqueada con el gas sulfuroso ha sido bien

lavada, porque la menor porcion de él perjudica mucho á la tintorería de este artículo. Para ello se introduce un pedazo de la lana que se ha de ensayar, en el frasco *F* (véase la anterior figura) propio para desprender hidrógeno (en virtud de la reaccion descrita en la página 99), y cuyo tubo de comunicacion *t*, penetra en el interior de la campana *E*, en donde préviamente se ha puesto una disolucion de acetato plúmbico: por pequeña que sea la huella del ácido sulfuroso, que aun conserve el objeto de lana blanqueado, se formará sulfhidohidrico, que teñirá de color más ó menos negruzco, la sal de plomo, á consecuencia del sulfuro de plomo formado en virtud de la reaccion siguiente:

Primer periodo.

$$\underbrace{SO^2}_{\text{Acido sulfuroso.}} + \underbrace{3H}_{\text{Hidrógeno.}} = \underbrace{2HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{HS}_{\text{Hidrógeno sulfurado.}}$$

Segundo periodo.

$$\underbrace{HS}_{\text{Hidrógeno sulfurado.}} + \underbrace{PbO,\bar{A}c}_{\text{Acetato de plomo.}} = \underbrace{HO,\bar{A}c}_{\text{Agua y ácido acético.}} + \underbrace{PbS}_{\text{Sulfuro de plomo.}}$$

El ácido sulfuroso es desalojado de sus combinaciones por casi todos los ácidos: el nítrico le hace pasar á ácido sulfúrico, aun á la temperatura ordinaria, quedando él convertido como casi siempre, en ácido hiponítrico. El ácido sulfuroso, disuelto en agua, puede formar dos hidratos cristalizables, y cuya composicion es variable, segun la temperatura. En fin, el ácido sulfuroso comunica un color rojo de sangre á la disolucion de cloruro férrico.

Acido sulfuroso líquido.

Ya hemos dicho más arriba, que el gas sulfuroso podia liquidarse á la presion ordinaria, sometiéndole á un frio de—10°; pues bien, para conseguir esto, se hace uso del aparato que

indica la penúltima figura (V. la 64) en donde, segun hemos visto, se obtiene el ácido sulfuroso seco, solo que en vez de recojerle sobre el mercurio, como antes digimos, se le condensa en el tubo en *U*, *c c*, rodeado de una mezcla frigorífica (formada de partes iguales de hielo y sal) y en comunicacion con un matracito *E*, envuelto en la referida mezcla, cuyo cuello está estirado á la lámpara para cerrarle del todo cuando se halla condensado el gas en cuestion. Conviene perder las primeras porciones del gas sulfuroso, procedente de la accion del ácido sulfúrico sobre el cobre, porque salen mezcladas con el aire del aparato.

Propiedades del ácido sulfuroso líquido. Es incoloro, muy ligero, hierve á — 8° bajo la presion de $0^m,760$. Su densidad es = 1,45. Evaporado súbitamente, produce un frio tan considerable, que es capáz de congelar el mercurio y liquidar varios gases, como el cloro, amoniaco, etc. El ácido sulfuroso líquido, se solidifica cuando se le somete á una temperatura de — 100°, que es la que origina la evaporacion de una mezcla de éter y de ácido carbónico sólido.

Vertido el ácido sulfuroso líquido, sobre una cápsula de platino enrojecida, por ejemplo, en la mufla de un horno de copelacion, toma el estado esferoidal, y si en tal momento se vierte sobre él con una pipeta un poco de agua, esta queda al punto congelada, dando ocasion con esto, á uno de los esperimentos más curiosos que pueden verse en química, cual es producir hielo á una temperatura roja. Roto un matracito, que tenga ácido sulfuroso líquido dentro de una copa de vidrio con un poco de agua, esta se congela igualmente en el acto. Escusado creemos encarecer aquí á nuestros discípulos que no olviden, al hacer este esperimento, las precauciones que nosotros tomamos siempre al llegar á esta demostracion en nuestras lecciones, á saber: 1.ª, cojer los tubos con un lienzo para no herirse las manos; 2.ª, suspender la respiracion por algunos instantes, para no inspirar la atmósfera de gas sulfuroso que en semejante momento se forma.

Agua saturada de gas ácido sulfuroso. Ya hemos dicho en otro lugar, que un volúmen de agua disolvia próximamente 50 volúmenes de este gas: pues bien, para preparar la disolucion concentrada del mismo, basta hacer llegar dicho cuer-

po, bien sea procedente de la reaccion anterior (cobre y ácido sulfúrico) ó bien, y es lo que por lo regular se hace para mayor economía, utilizar á este fin la accion del ácido sulfúrico sobre el carbon. En cuanto al aparato, se sobretiende que es de Woolf (V. la figura 61, página 255), y respecto á los detalles prácticos, son semejantes á los que hemos consignado al hablar del agua saturada de amoniaco.

La disolucion del ácido sulfuroso presenta todas las propiedades del gas; su densidad es = 1,04, debe guardarse del contacto del aire, en razon á que el ácido sulfuroso absorbe rápidamente el oxígeno y se transforma en ácido sulfúrico.

Importancia y usos más principales del ácido sulfuroso. El ácido sulfuroso tiene muchas aplicaciones; pero la más importante es la que se hace para el blanqueo: en grande, la operacion dura de 12 á 24 horas, y se practica en una cámara cuya capacidad viene á ser, de ordinario, igual á 300 metros cúbicos. El ácido sulfuroso se produce en la misma estancia; para blanquear 100 piezas de tela, convenientemente dispuestas al efecto, se queman de 8 á 12 kil. de azufre (cerca de una arroba), distribuidos en cuatro basijas de barro, colocadas en los cuatro ángulos de la pieza. Si el objeto sometido á la operacion es de seda, se queman 2 kil. de azufre para cada 100 partes de seda.

Para quitar las manchas de vino ó de frutas, de las piezas de lienzo ó de los vestidos, se quema tambien un poco de azufre debajo de un cucurucho de papel comun que hace veces de chimenea: desprendido el ácido sulfuroso, por la abertura más estrecha de aquel, se aplica á ella la parte manchada del vestido ú objeto que se quiere limpiar.

Tambien se hace uso de fumigaciones con ácido sulfuroso para desinfectar los lazaretos, buques, y prendas de camas de enfermos epidémicos. Aquí debemos reproducir nuestra conviccion, adquirida en vista de muchos hechos esperimentales comparativos que al efecto hemos practicado, á saber; que ningun gas desinfectante, iguala en sus efectos de purificacion enérgica y completa al ácido hiponitrico.

Desde hace más de dos siglos, conoce la medicina la eficacia del gas sulfuroso para combatir la sarna: en la actualidad se administran para estas y otras enfermedades de la piel fumi-

gaciones de ácido sulfuroso, que el paciente recibe por toda la superficie del cuerpo, escepto la cabeza.

Por último este gas sirve para evitar la fermentacion ácida de los liquidos alcohólicos, tales como el vino y la cerveza: todas las aplicaciones del ácido sulfuroso, se refieren á su afinidad por el oxígeno.

RESUMEN.

1. *El azufre es uno de los elementos fundamentales del organismo animal y vegetal;* razon por la que abunda tanto en la naturaleza, bien sea puro ó nativo, ya combinado con los metales; ó bien en fin con el oxígeno y las bases, constituyendo grandes formaciones geológicas, como por ejemplo, las de sulfato de cal, ó yeso.

2. Se extrae el azufre, fundiendo en vasos de barro apropósito el mineral que le contiene en el estado nativo, ó bien descomponiendo por la accion del calor las piritas de hierro ó de cobre: puede obtenerse de dos modos distintos, á saber: ó en masa compacta (azufre en cañon), ó en polvo fino (flor de azufre).

3. El azufre es sólido, dimórfico y capaz de adquirir diversos estados alotrópicos segun la temperatura á que se le sujete; se funde á 111°. Su mejor disolvente es el sulfuro de carbono. El azufre es uno de los primeros elementos de la industria moderna.

4. La importancia médica del azufre es debida á la accion estimulante que posee dicho cuerpo, debiendo atribuirse á la misma, los buenos resultados obtenidos por su empleo en los catarros, amenorreas y otras afecciones crónicas. Tiene tambien la facultad de localizarse en el sistema cutáneo por lo cual se ha aplicado con buen éxito en el tratamiento de las enfermedades de la piel.

5. El azufre arde en presencia del oxígeno del aire, siendo el resultado de esta combustion un gas sofocante impropio para la combustion (de aquí su empleo contra los incendios), y por lo tanto irrespirable, conocido con el nombre de ácido sulfu-

roso: este gas puede obtenerse por varios métodos; el mejor y más usado en los laboratorios, consiste en descomponer el ácido sulfúrico por el cobre, bajo la influencia de cierta temperatura.

6. El ácido sulfuroso no es un gas permanente; puede liquidarse y aun solidificarse sometiéndole á la accion simultánea de una fuerte presion y de un frio muy intenso: el ácido sulfuroso líquido puede, como todos los cuerpos volátiles, adquirir el estado esferoidal, prestándose en semejante forma á varios esperimentos curiosos; entre ellos, la congelacion instantánea del agua en una cápsula de platino enrojecida.

7. El gas ácido sulforoso, es muy soluble en el agua; la disolucion participa de todas las propiedades del gas; pero se altera al contacto del oxígeno atmosférico, razon por la que debe evitarse esta influencia perjudicial.

8. El ácido sulfuroso se usa principalmente para el blanqueo de la lana, seda, fumigaciones, etc., etc. Considerado como desinfectante, es muy inferior este ácido, al gas hiponítrico, por las razones expuestas en las lecciones precedentes.

9. En fin, las combinaciones que el azufre forma con el oxígeno son: 1.ª ácido hiposulfuroso (S^2O^2; no se ha aislado puro); 2.ª ácido sulfuroso (SO^2); 3.ª ácido sulfúrico (SO^3); 4.ª ácido hiposulfúrico (S^2O^5); 5.ª ácido hiposulfúrico, monosulfurado (S^3O^5); 6.ª ácido hiposulfúrico bisulfurado (S^4O^5); 7.ª ácido hiposulfúrico trisulfurado (S^5O^5). De estos compuestos solo son interesantes, para nosotros, el ácido sulfuroso y el sulfúrico.

---

reso: este gas puede obtenerse por varios métodos: el mejor y más usado en los laboratorios, consiste en descomponer el ácido sulfúrico por el cobre, bajo la influencia de viva temperatura.

6. — El ácido sulfúroso no es de una permanencia; puede hidratarse y aun solidificarse sometiéndole á la acción simultánea de una fuerte presion y de un frio muy intenso: el ácido sulfúroso líquido puede, como todos los cuerpos volátiles, adquirir el estado esferoidal, presentándose en semejante forma á varios experimentadores curiosos; entre ellos, la congelacion instantánea del agua en una cápsula de platino enrojecida.

7. — El gas ácido sulfúroso, es muy soluble en el agua; la disolucion participa de todas las propiedades del gas; pero se altera al contacto del oxígeno atmosférico, razon por la cual debe conservarse esta sulfúrea en vasos cerrados.

8. — El ácido sulfúroso se usa principalmente para el blanqueo de la lana, seda, hualacanas, etc. Considerado como desinfectante, es muy enérgico este ácido, al gas sulfúrico, por las razones expuestas en las lecciones precedentes.

9. — En fin, dos combinaciones que el azufre forma con el oxígeno son: 1.ª ácido hiposulfúrico (S^2O^5) que se halla también en la pirita; 2.ª ácido sulfúroso (SO^2); 3.ª ácido sulfúrico (SO^3); 4.ª ácido hiposulfúrico (S^2O^3); 5.ª ácido hipersulfúrico, monosulfurado (S^2O^7); 6.ª ácido hipersulfúrico bisulfurado (S^3O^7); 7.ª ácido hipersulfúrico trisulfurado (S^4O^7). De estos compuestos solo son interesantes, para nosotros, el ácido sulfúroso y el sulfúrico.

LECCION DÉCIMATERCERA.

ACIDO SULFURICO ANHIDRO.—Fórmula y equivalente.—Su obtencion por cuatro métodos, á saber: 1.º, por la accion directa del ácido sulfuroso y el oxigeno, en presencia de la esponja de platino; 2.º, por la destilacion del ácido sulfúrico llamado de Nordhausen; 3.º, por la destilacion del bisulfato potásico; 4.º, y en fin, por la deshidratacion del ácido sulfúrico ordinario, mediante el clorido fosfórico.—Propiedades del ácido sulfúrico anhidro.—ACIDO SULFURICO DE NORDHAUSEN.—Su obtencion y propiedades.—ACIDO SULFURICO COMERCIAL.—Su fabricacion en las cámaras de plomo, con la esplicacion de las reacciones á que es debida su produccion en dichos sitios. Experimentos que las justifican.—Propiedades del ácido sulfúrico monohidratado.—Su composicion y manera de purificar el del comercio.—Usos del ácido sulfúrico.—Resúmen.

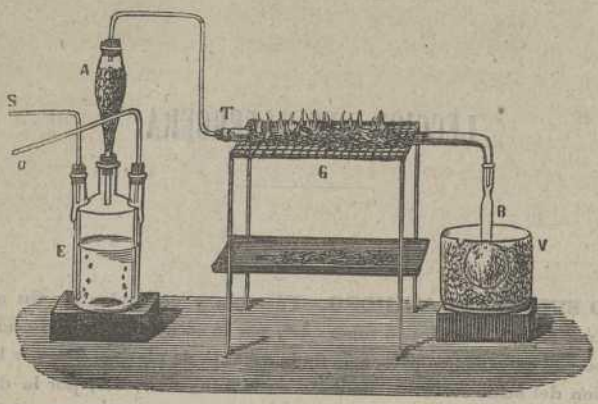
Ácido sulfúrico anhidro.

El ácido sulfúrico anhidro tiene por símbolo SO^3 y su equivalente es $= 40$. No existe en la naturaleza: puede obtenerse por cuatro métodos.

Método primero. Por la union directa del ácido sulfuroso y el oxigeno, en presencia de la esponja de platino.

Para obtener el ácido sulfúrico anhidro, por este procedimiento, se hace uso del siguiente aparato, cuya descripcion servirá al propio tiempo para esplicar la teoría, bien sencilla por cierto, en virtud de la que se forma este cuerpo, v. gr., ($SO^2 + O = SO^3$). Hé aquí las piezas de que consta el mo-

delo del aparato en cuestion, representado por la figura que tenemos á la vista:



(Fig. 66).

E frasco con tres tubuluras y lleno, hasta la mitad, de ácido sulfúrico, con el objeto de desecar los gases.

O tubo conductor del gas oxígeno.

S tubo por donde se dirige el gas sulfuroso.

A abrazadera llena de piedra pomez embebida de ácido sulfúrico concentrado, á fin de completar la desecacion de los gases.

T T tubo encorvado de vidrio infusible, en cuyo interior se halla la esponja de platino, ó la piedra pomez, con musgo de platino.

G regilla prismática de hierro para calentar el tubo *T T*.

V vaso de vidrio lleno de una mezcla frigorífica.

B matracito tambien de vidrio, cuyo cuello se ha estirado préviamente á la lámpara, para cerrarle del todo una vez condensado y solidificado en él, el ácido sulfúrico anhidro.

Método segundo. Por la destilacion del ácido sulfúrico llamado de Nordhausen. Este procedimiento está fundado, en que siendo el ácido aleman, últimamente dicho, una disolucion del ácido sulfúrico anhidro en el ordinario, y teniendo puntos de ebullicion muy diferentes ambos cuerpos (el anhi-

dro hierve entre 30° y 35°, mientras que el ácido sulfúrico ordinario lo efectúa á 325°) basta la simple destilacion, por ejemplo, en una retorta de vidrio perfectamente seca y por medio de una lámpara de alcohol, para que el ácido sulfúrico anhidro, existente en el de Nordhausen, se volatilice casi en su totalidad y condense en un matracito de vidrio perfectamente seco tambien y rodeado de hielo.

Método tercero. Este consiste en destilar en un aparato de vidrio limpio y seco como los anteriores, el residuo de la obtencion del ácido nítrico, que como recordaremos, es el bisulfato sódico, pero advirtiendo que antes de someterle á este tratamiento es preciso privarle, por la accion del calor y bajo una chimenea que aspire bien (á fin de evitar la accion nociva de los vapores sulfúricos) del esceso de ácido sulfúrico que tenga en libertad, además del bisulfato alcalino. Aquí, como en los casos anteriores, conviene facilitar la condensacion del ácido, rodeando de una mezcla frigorífica el recipiente de vidrio. La reaccion que en semejante caso suministra el ácido que nos ocupa, es la siguiente:

$$\underbrace{NaO,2SO^3 + HO}_{\text{Bisulfato sódico.}} = \underbrace{SO^3}_{\text{Acido sulfúrico.}} + \underbrace{NaO,SO^3HO}_{\text{Sulfato sódico.}}$$

En el caso de que no hubiera este residuo, se prepara el bisulfato, fundiendo tres partes de sulfato sódico bien seco y dos partes de ácido sulfúrico concentrado: de esta manera, se obtiene una masa líquida que se solidifica por el enfriamiento, y cuya composicion es la del bisulfato sódico mencionado.

Método cuarto. Ultimamente, puede obtenerse el ácido sulfúrico anhidro, destilando una mezcla de clórido fosfórico (percloruro de fósforo) y de ácido sulfúrico ordinario: aquí hay una doble descomposicion entre el agua del ácido sulfúrico por un lado y el cloruro fosfórico por otro, de la que resulta, que uniéndose el cloro de éste con el hidrógeno de aquella, se forma ácido hidroclórico, mientras que á su vez el oxígeno y el fósforo producen ácido fosfórico muy ávido tambien de agua (basta esta sola accion para deshidratar el ácido sulfúrico ordinario), y libre el referido ácido sulfúrico anhidro, se volatiliza y condensa en los aparatos descritos anteriormente.

Hé aquí por lo demás, la fórmula que expresa esta reaccion.

$$\underbrace{5SO^3,HO}_{\text{Acido sulfúrico.}} + \underbrace{PhCl^5}_{\text{Clorido fosfórico.}} = \underbrace{5HCl}_{\text{Acido hidroclórico.}} + \underbrace{PhO^5}_{\text{Acido fosfórico.}} + \underbrace{5SO^3}_{\text{Acido sulfúrico.}}$$

Propiedades del ácido sulfúrico anhidro. Se presenta bajo la forma de cristales muy finos, de aspecto sedoso, con cierta semejanza al asbesto: segun Marignac, ofrece dos estados isoméricos, siendo fusible en el uno á 18° y en el otro á 100.° Fundido hierve entre 30 y 35°: posee, á la temperatura ordinaria, una tension de vapor considerable, y esparce humos densos debidos á su combinacion con la humedad atmosférica; por eso, cuando se vierte un poco de ácido anhidro sobre agua, hay un ruido análogo, al que se advierte cuando se introduce en ella un hierro enrojecido, y si el experimento se ejecuta á la inversa, esto es, echando el agua sobre el ácido, hay una fuerte explosion con produccion de luz. En fin, poniendo un poco de ácido sulfúrico anhidro, en contacto de la barita cáustica y seca, y vertiendo unas gotas de agua encima de la mezcla, es tan intensa la combinacion, que la temperatura desarrollada llega hasta poner candente el conjunto de estos cuerpos.

Acido sulfúrico de Nordhausen.

Puede considerarse el ácido que vamos á estudiar, como una disolucion de ácido sulfúrico anhidro, en el monohidratado, ó como una combinacion de dos equivalentes de ácido anhidro con un solo equivalente de agua, v. gr.: $SO^3 + SO^3HO$ (ó bien) $2SO^3 + HO$.

Este ácido se prepara en grande cantidad, hoy dia, en las cercanías de Praga (Bohemia); destilando el sulfato ferroso desecado en retortas de barro muy refractario. Las condiciones especiales en que este pais se encuentra para fabricar dicho producto, son tan beneficiosas, que ningun otro ha podido competir en precio con él, hasta el dia, en los mercados públicos. En efecto, en primer lugar tienen grandes cantidades de piritas de hierro, que préviamente pulverizadas, hacen pasar por la accion del aire húmedo á sulfato ferroso; además,

tienen el combustible muy barato así como tambien lo es la mano de obra; y en fin, poseen excelente *grés* (tierra arcillo-silícea) para construir las retortas: de manera, que unidas estas ventajas locales, con los buenos medios de comunicacion, les dan una superioridad en esta industria, respecto de casi todos los paises, que hace imposible toda competencia comercial. Por lo demás, hé aquí la descomposicion que tiene lugar mediante la destilacion del sulfato ferroso desecado, en virtud de la que se produce el ácido sulfúrico de Nordhausen:

Primer periodo.

$$\underbrace{2FeO,SO^3}_{\text{Sulfato ferroso.}} = \underbrace{SO^2}_{\text{Acido sulfuroso.}} + \underbrace{Fe^2O^3,SO^3}_{\text{Sulfato férrico básico.}}$$

Segundo periodo.

$$Fe^2O^3,SO^3 = \underbrace{Fe^2O^3}_{\text{Oxido férrico.}} + \underbrace{SO^3}_{\text{Acido sulfúrico.}}$$

Por manera que, en resumen, podemos considerar tres periodos en la obtencion del ácido sulfúrico aleman: 1.° desecacion del sulfato ferroso; 2.° descomposicion parcial del sulfato ferroso en ácido sulfuroso y en sulfato férrico básico (para que fuera neutro el sulfato férrico, era preciso que tuviera triple cantidad de oxígeno el ácido que la base, segun la ley de Berzelius); 3.° y en fin, descomposicion del sulfato férrico básico, en oxido férrico anhidro y acido sulfúrico anhidro que arrastran parte del agua básica, del sulfato ferroso y de la que no puede privársele de una manera absoluta en la desecacion: tal es el modo de formarse una idea clara y precisa de la marcha y resultados de esta reaccion.

Propiedades del ácido sulfúrico de Nordhausen. Líquido parduzco, oleaginoso, fumante, que hierve primeramente, entre 30 y 35° (punto de ebullicion del ácido sulfúrico anhidro), y despues á 325°, que es á la temperatura á que hierve el ácido sulfúrico ordinario. Disuelve el añil, constituyendo un sulfato de indigotina de color azul de Prusia, muy usado para la tintorería de las telas de algodon y de hilo. La diso-

lucion del añil en el ácido sulfúrico ordinario, quema estos tegidos orgánicos y por lo tanto se desecha para este uso siempre que se obra de buena fé en la impresion de colores, sobre estas telas.

Análisis del ácido sulfúrico anhidro. Puede analizarse este ácido, descomponiéndole por el calor: se obtienen dos volúmenes de ácido sulfuroso y un volúmen de oxígeno; y como hemos demostrado precedentemente que dos volúmenes de ácido sulfuroso, representan un equivalente de este ácido (SO^2) así como un volúmen de oxígeno corresponde á un equivalente, resulta que el ácido sulfúrico anhidro está formado en definitiva de un equivalente de azufre y de tres equivalentes de oxígeno, siendo por lo tanto su fórmula $= SO^3$, la que representa $\frac{1}{3}$ de volúmen de vapor de azufre y tres volúmenes de oxígeno, condensados en dos volúmenes. En efecto:

$\frac{1}{3}$ de la densidad del vapor de azufre. . .	= 2,2180
3 veces la densidad del oxígeno.	3,3171
	5,5351

Dividido este número por 2, da 2,7675, que se confunde con 2,763 correspondiente á la densidad esperimental del ácido sulfúrico anhidro; por consiguiente, un volúmen de vapor de azufre y nueve volúmenes de oxígeno producen seis volúmenes de vapor de ácido sulfúrico.

Acido sulfúrico ordinario ó comercial.

El ácido sulfúrico es, sin disputa alguna, el primer elemento industrial de todos los paises cultos; los que, segun la exacta y bella espresion de Liebig, pueden clasificarse respecto de su grado de prosperidad y comercio, por la cantidad de ácido sulfúrico que consumen en sus necesidades industriales. Existe natural, pero muy diluido en varios rios de América, en los que segun los cálculos de Bousingault, el ácido sulfúrico representa un valor de muchos millones de francos. Tambien figura en varios manantiales frios y termales; pero sobre todo, unido á las bases constituyendo la variedad de sulfatos naturales que tanto abundan en la costra sólida del globo que habitamos.

El primer autor que hace mencion en sus escritos de este ácido, es Rhassis, á mediados del siglo X. Alberto el Grande le designa bajo el nombre de *azufre de los filósofos*: por último, á fines del siglo XV, Basilio Valentin indica ya la manera de prepararle, y un siglo despues, Gerardo Dorneus describe sus propiedades bajo el nombre de *espíritu ó aceite de vitriolo*. Lavoisier estableció el primero su composicion.

Fabricacion del ácido sulfúrico ordinario. No obteniéndose por lo regular en los laboratorios este ácido, sino limitándonos á purificar (con arreglo al procedimiento que más adelante describiremos) el fabricado en el comercio, resulta que debemos ocuparnos de lo esencial de esta fabricacion, por ser el punto de partida de este interesante producto.

Aun cuando el ácido sulfuroso en presencia de la humedad y absorbiendo cierta cantidad de oxígeno, puede trasformarse en ácido sulfúrico, la produccion de este no es ni tan constante ni tan económica, por los medios descritos que permita hacer de ellos un sistema de produccion industrial: por lo tanto, ha sido preciso buscar otro método, que aun cuando fundado, como los anteriores, en la oxidacion del ácido sulfuroso, sea capáz de llenar las condiciones que una fabricacion en grande reclama: y en efecto, hay pocas operaciones industriales cuyos resultados coincidan tan perfectamente con los datos que suministra la teoría, como la preparacion del ácido sulfúrico.

Para convencernos de ello, traduzcamos en peso el valor de los símbolos que nos le representan en equivalentes, á saber: SO^3,HO, y tendremos:

$$\begin{aligned} S &= 16 \\ O^4 &= 32 \\ H &= 1 \\ \hline & \ 49 \end{aligned}$$

Pues bien, en las fábricas bien dirigidas, la produccion del ácido que nos ocupa es exactamente igual al que corresponde á este cálculo; y en esto consiste el que un kilógramo de azufre solo cueste al fabricante poco más ó menos de medio real castellano; y eso teniendo en cuenta, desde ahora, el importante rédito que representa el cuantioso capital empleado en

esta industria, la más lujosa quizá de cuantas formen el comercio á que da vida nuestra ciencia en los paises cultos: baste decir que los aparatos son casas forradas de plomo, retortas de platino (que en algunas fábricas representan ellas solas un capital de cerca de un millon de reales), cuyos desperfectos se han de remediar con soldaduras de oro, y en fin, que las primeras materias empleadas, azufre y ácido nítrico, tienen un valor comercial no despreciable, en razon de varios usos, para comprender en qué escala se fabrica y consume el ácido sulfúrico, en los centros industriales de Europa, y la perfeccion práctica con que ha debido llevarse su preparacion en grande, para tener un precio tan bajo en los mercados, relativamente á otros objetos análogos.

Si en los paises en que, como el nuestro, todavía no se ha desarrollado, por desgracia, el movimiento industrial que en otras naciones, se tuviera en cuenta lo costoso de la fabricacion actual del ácido sulfúrico y la necesidad que hay de obtenerle como primera materia, á menos de ser tributarios á los demás paises de este primer elemento industrial y de lo manufacturado con él, se procuraria protejer y estimular la perfeccion de otros métodos, sobre todo, uno inventado por nosotros, y que fué premiado en la esposicion universal de Paris de 1855, encaminado á utilizar el ácido sulfúrico de los sulfatos naturales, como por ejemplo, el de magnesia, para todos los usos á que se destina dicho producto con lo que se crearia quizá una industria nacional semejante á la de Nordhausen, en Bohemia, y en idénticas circunstancias de competencia comercial: por de pronto, se evitaria emplear en su dia cuantiosos capitales en la antigua fabricacion, y además estar á merced del comercio extranjero en tan importante artículo.

Consignadas estas consideraciones, pasemos á ocuparnos de algunos detalles precisos, relativos á la fabricacion del ácido sulfúrico, á fin de comprender mejor las reacciones que le producen.

Ya hemos apuntado antes, que estas tienen lugar en unos departamentos de grande capacidad forrados interiormente de plomo (el ácido sulfúrico corroe casi todos los materiales de construccion) denominados *cámaras de plomo*, puestas en recíproca comunicacion, y en cuyo interior hay, además del aire

atmosférico, agua en vapor que circula y tambien líquida, que en grande superficie y poca profundidad corre por el suelo de dichas cámaras disolviendo el ácido sulfúrico formado en ellas; yendo á parar esta disolucion ácida á grandes calderas de plomo, de mucha superficie, en donde se concentra hasta que el líquido marque 60° en el areómetro de Baume. De aquí pasa á sufrir un nueva evaporacion, bien sea en retortas de platino ó bien de vidrio, hasta que el ácido adquiere su máximum de concentracion, es decir, 66°. A estas cámaras se hace llegar además desde el principio y juntamente, ácido sulfuroso y ácido nítrico concentrado.

Respecto á las reacciones que bajo la influencia del aire, agua, ácido sulfuroso y nítrico, tienen lugar en las cámaras de plomo, dando como resultado final la produccion del ácido sulfúrico, podemos compendiarlas en los hechos siguientes:

1.° El ácido sulfuroso en presencia del nítrico, quita á este un equivalente de oxígeno, reduciéndole á gas hiponitrico y transformándose él en ácido sulfúrico, de esta manera:

$$\underbrace{3SO^2}_{\text{Acido sulfuroso.}} + \underbrace{3NO^5,HO}_{\text{Acido nítrico.}} = \underbrace{3SO^3,HO}_{\text{Acido sulfúrico.}} + \underbrace{3NO^4}_{\text{Acido hiponítrico.}}$$

2.° El ácido hiponítrico, se cambia en presencia del agua, en ácido nítrico y en óxido nítrico, de este modo:

$$\underbrace{3NO^4}_{\text{Acido hiponítrico.}} + \underbrace{2HO}_{\text{Agua.}} = \underbrace{2NO^5,HO}_{\text{Acido nítrico.}} + \underbrace{NO^2}_{\text{Oxido nítrico.}}$$

3.° El óxido nítrico pasa, al contacto del oxígeno del aire, á ácido hiponítrico, en efecto:

$$\underbrace{NO^2}_{\text{Oxido nítrico.}} + \underbrace{2O}_{\text{Oxígeno.}} = \underbrace{NO^4}_{\text{Acido hiponítrico.}}$$

4.° Y en fin, el ácido hiponítrico vuelve á transformarse en ácido nítrico (bajo la influencia del agua) que en presencia del ácido sulfuroso reproduce nuevamente la série de reacciones dichas.

Por manera que en definitiva, el oxígeno del aire trasportado en cierto modo por el óxido nítrico sobre el ácido sulfuroso, hace pasar á este á ácido sulfúrico; así se esplica el que una pequeña porcion de ácido nítrico pueda, bajo la influencia del agua en vapor, cambiar en ácido sulfúrico masas considerables de azufre en el estado de ácido sulfuroso.

A fin de no desperdiciar nada de ácido nítrico en esta fabricacion, se satura en el último período de ella, por amoniaco disuelto en agua, con lo que se origina nitrato amónico, que se vende como abono para la agricultura.

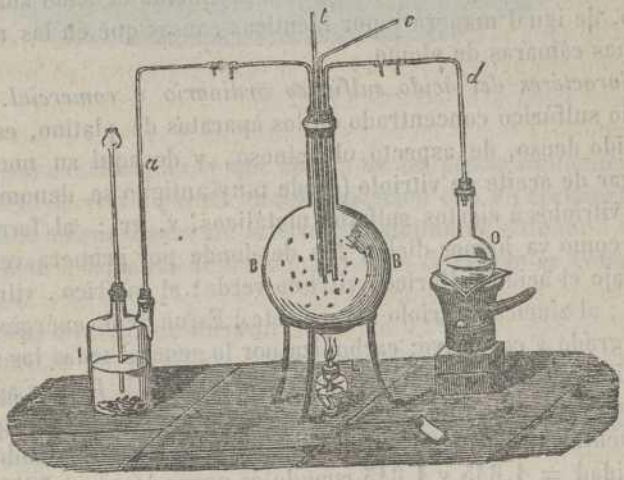
Cuando durante la reaccion entre los cuerpos que hemos señalado, á saber: ácido sulfuroso y nítrico, no hay la cantidad de agua necesaria para que se verifiquen las varias transformaciones que han de producir el ácido sulfúrico, segun lo espuesto anteriormente, se forman unos cristales blancos y voluminosos, conocidos con el nombre de *cristales de las cámaras de plomo*, constituidos por la union de los ácidos nitroso y sulfúrico ($NO^3,2SO^3$) y cuya produccion debe evitarse, porque son un motivo de impuridad para el ácido que se fabrica, supuesto que en presencia del agua se descomponen en ácido sulfúrico y gas nitroso, que disolviéndose en el primero le acompaña hasta en su última concentracion, y por lo tanto le adultera.

Consecuentes con nuestra manera de considerar la composicion enérgica comburente, del ácido hiponítrico, sobre los cuerpos oxigenables, creemos que obra en esta fabricacion de un modo análogo á como se conduciria el ozono libre, es decir sobreacidificando el gas sulfuroso y haciéndole pasar directamente á ácido sulfúrico: y como á esta reaccion química, siguen las demás que dejamos indicadas, á saber: la conversion del gas hiponítrico en deutóxido de ázoe, por una parte, y en ácido nítrico por otra, y sabemos que ambas se efectúan á espensas del oxígeno del aire, supuesto que el agua obra solo por presencia; y como, en fin, en todo este círculo de oxigenacion, que recorre el óxido nítrico hasta llegar á ácido nítrico, para descender otra vez á deutóxido de ázoe, tiene lugar una serie no interrumpida de reacciones químicas, nada más lógico que suponer que la electricidad procedente de ellas haga pasar á ozono, el oxígeno del aire, apto ya para unirse con el

ácido sulfuroso, ora sea que se halle libre, ó bien condensado y constituyendo los compuestos nítricos mencionados.

No quisiéramos equivocarnos; pero creemos ver en el presente caso algo de semejante á la produccion del ozono por reaccion química.

Con el objeto de hacer más comprensibles, las principales reacciones que originan en las cámaras de plomo, el ácido sulfúrico comercial, podemos producirlas en pequeña escala, pero con todos sus períodos naturales y precedentemente espuestos, haciendo llegar simultáneamente á un matráz de



(Fig. 67).

mucha capacidad y con cierta cantidad de agua, el ácido sulfuroso y los vapores hiponítricos, desprendidos uno y otro de sus respectivos aparatos segun manifiesta la anterior figura, cuya descripcion es la siguiente:

B B grande matráz lleno de aire.

I frasco en donde se produce el óxido nítrico, mediante el cobre y el ácido nítrico débil.

a tubo conductor del óxido nítrico.

o matráz en donde se origina el ácido sulfuroso (ácido sulfúrico y cobre).

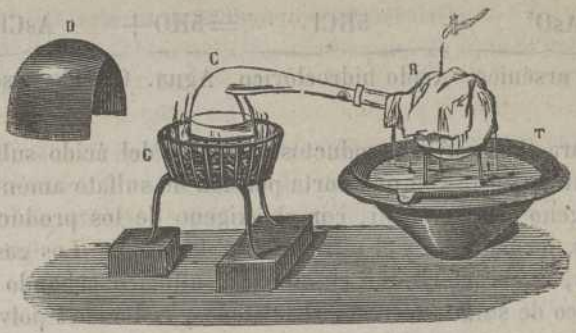
d tubo conductor del ácido sulfuroso.
t tubo de desprendimiento.
e tubo conductor de aire atmosférico.
L lámpara de alcohol: sirve para calentar á intervalos el matráz *B B*.

Terminadas las reacciones que en dicho matráz se verifican, comprendida la produccion, en los primeros momentos, de los cristales blancos semejantes á los de las cámaras de plomo y que tapizan el interior de las paredes de vidrio de la referida vasija, puede justificarse mediante la adicion al líquido ácido, contenido en ella, de unas cuantas gotas de una sal bárica soluble, que en efecto se ha producido el ácido sulfúrico, de igual manera y por idénticas causas que en las antedichas cámaras de plomo.

Caractéres del ácido sulfúrico ordinario ó comercial. El ácido sulfúrico concentrado en los aparatos de platino, es un líquido denso, de aspecto oleaginoso, y de aquí su nombre vulgar de aceite de vitriolo (desde muy antiguo se denominaron vitriolos á ciertos sulfatos metálicos, v. gr.: al ferroso, que como ya hemos dicho, fue de donde por primera vez se extrajo el ácido sulfurico, vitriolo verde; al cúprico, vitriolo azul; al zíncico, vitriolo blanco, etc.) Es un ácido enérgico en alto grado y corrosivo; carboniza por lo general todas las sustancias orgánicas vegetales, por su tendencia á formar agua, de que es muy ávido, á espensas de su oxígeno é hidrógeno elementales: marca 66° en el areómetro de Baumé, siendo su densidad = 1,845 y 1,843 cuando es puro: hierve á 325°. El ácido sulfúrico, tal como se obtiene por la concentracion en los aparatos de platino, no es todavía puro: puede contener sustancias fijas, como por ejemplo, sulfato plúmbico (procedente de las cámaras), arsénico y vapores nitrosos.

Purificacion del ácido sulfúrico normal. Mediante la destilacion se priva al ácido sulfúrico, no solo del sulfato plúmbico que pueda contener, sino de todas las sustancias fijas que le impurifiquen: con este fin, se introduce el ácido en una retorta de vidrio juntamente con unos alambres de platino destinados á regularizar la destilacion y evitar las sacudidas bruscas del líquido. Hecho esto, se calienta lateralmente la retorta, para lo que se hace uso de una hornilla de hierro circular, se-

mejante á la que indica la adjunta figura, modelo del aparato



(Fig. 68).

propio para este objeto, y que consta de las piezas siguientes:

C Retorta de vidrio puesta en comunicacion con un recipiente de lo mismo, pero sin intermedio alguno de corcho.

D cubierta ó capacete de hierro destinado á cubrir la retorta C.

G hornilla circular de hierro.

R recipiente de vidrio en donde enchufa el cuello de la retorta.

T barreño para recojer el agua que gotea del paño colocado sobre el recipiente.

En vez de la regilla circular de hierro, para calentar lateralmente el ácido sulfúrico, puede usarse otro medio, que dá tambien escelentes resultados prácticos para esta operacion: consiste en cubrir con una tela metálica tupida, la panza y bóveda de la retorta, sujetándola por medio de un alambre de hierro: la destilacion marcha perfectamente, sobre todo, si se tiene la precaucion de colocar la retorta encima de un crisol dispuesto sobre la regilla de un hornillo de mano, cuyo hogar sea bastante profundo, y en fin, se gradúa el fuego con cuidado.

En cuanto al ácido sulfúrico arsenical, puede purificarse de este cuerpo, sometiéndole á una corriente de ácido clorhídrico despues de calentado aquel. Todo el arsénico se volatiliza

en virtud de la siguiente reaccion, entre el ácido arsénico y el hidroclórico (el sulfúrico no interviene para nada).

$$AsO^5 + 5HCl = 5HO + AsCl^5$$

Acido arsénico. Acido hidroclórico. Agua. Clorido arsenical.

Para eliminar los productos nitrosos, del ácido sulfúrico, se destilará este con una corta porcion de sulfato amónico: el hidrógeno de este álcali, con el oxígeno de los productos nitrosos, forma agua y el nitrógeno se desprende. Los gases nitrosos, se caracterizarán en el ácido sulfúrico echando en él un poco de sulfato ferroso cristalizado y reducido á polvo. Por poca que sea la cantidad de dichos productos, se formará la coloracion café característica.

Purificado el ácido sulfúrico de la manera dicha, es un líquido incoloro y cristalizable (cuando se le sujeta á un frio de — 34°) en prismas rectangulares de seis caras: abandonado al aire el ácido sulfúrico incoloro, en una copa de vidrio, va adquiriendo color, cada vez más oscuro, debido á la carbonizacion que hace sufrir á las partículas de orígen vegetal y animal que en más ó menos porcion flotan en la atmósfera. Sujetado en esta disposicion, y caliente, á una corriente de ácido hiponítrico, recobra su diafanidad y trasparencia primitivas.

Mezclado el ácido sulfúrico con agua, hay una fuerte elevacion de temperatura, debida á la combinacion enérgica que entre ambos cuerpos se efectua: debe tenerse esto muy presente para agitar siempre el agua al verter el ácido (nunca debe hacerse lo inverso; esto es, echar el agua sobre el ácido) á fin de evitar la proyeccion de la mezcla ocasionada por la indicada elevacion de temperatura: una mezcla de nieve ó hielo y de ácido sulfúrico, puede producir frio ó calor segun las dósis respectivas de ambos cuerpos.

Además del ácido sulfúrico monohidratado, es decir, del que tiene un equivalente de agua para otro de ácido, ó lo que es lo mismo, 18,3 por 100 de agua, existen otros dos hidratos de ácido sulfúrico en proporciones definidas, correspondiendo el primero á la fórmula = $SO^3,2HO$; y el segundo á la de =

$SO^3,3HO$. Por manera que en definitiva, existen 3 ácidos sulfúricos hidratados, á saber:

1.° SO^3,HO (este es el ordinario ó comercial).
2.° $SO^3,2HO$ (se obtiene añadiendo 1 equiv. de agua al anterior).
3.° $SO^3,3HO$ (— — — 2 — — —).

Importancia médica del ácido sulfúrico. Cuando está diluido en una gran cantidad de agua y su acidez es tan solo agradable, carece de accion perjudicial para la economía: apaga la sed y entra como la mayor parte de las sustancias ácidas en el régimen antiflogístico, siendo entonces absorbido: pero si se toma en su mayor grado de concentracion, se convierte en un veneno de los más enérgicos, debiendo á esta propiedad el ocasionar con frecuencia terribles envenenamientos. Aun bastante diluido, siempre es perjudicial su uso, así que, debe evitarse el empleo inconsiderado de él para disolver la quinina.

Si no es para cauterizar las *verrugas*, nunca se usa puro en medicina; y aun en dicho caso, debe obrarse con prudencia. Tambien se administra interiormente diluido en una cantidad más ó menos grande de agua, como atemperante ó como anti-hemorrágico. Exteriormente y diluido en el doble de su peso de agua, puede prescribírsele en las afecciones de la boca y garganta: en dósis de ʒj por libra de agua, sirve para gargarismos y para lavar algunas úlceras de cierto carácter. Para todos estos casos se le dá la preferencia sobre los demás ácidos. *El agua de Rabel* está formada de 1 parte de ácido sulfúrico y 3 de alcohol: se emplea pura ó diluida en agua segun los efectos que se deseen producir.

Importancia industrial y usos más principales del ácido sulfúrico. Ya hemos dicho anteriormente, que es tal la importancia del ácido sulfúrico, como primer elemento de todas las industrias químicas, que puede medirse el desarrollo industrial de un pais por el ácido sulfúrico que en él se consuma. Solo la Francia produce anualmente 100 millones de kilógramos (cerca de 8 millones de arrobas, cuyo precio, calculando que cueste, término medio, á 20 reales arroba, representa un valor de 160 millones de reales al año). En Ingla-

terra el consumo es todavía mucho mayor: solo una fábrica cerca de Glasgow, produce todos los años sobre 20 millones de libras de ácido sulfúrico, cuyo valor representa próximamente unos 16 millones de reales.

Compárese con estas cifras el consumo que en nuestra industria hacemos del ácido sulfúrico, y la diferencia será el verdadero coeficiente de la inferioridad en el desarrollo y riqueza manufacturera é industrial de España, respecto de las dos naciones citadas. ¿Y cuál es la causa que motiva esta diferencia? La Química española pudiera dar contestacion cumplida á esta pregunta..... Pero sigamos adelante.

En vista de lo expuesto, creemos inútil detallar los infinitos usos á que se destina el ácido sulfúrico, pues tanto valdria hacer un catálogo de casi todos los productos comprendidos en el tratado de química industrial más estenso: baste decir, que entre otras aplicaciones, el ácido sulfúrico sirve para la fabricacion de las bujías esteáricas, jabon y fósforo. En los laboratorios es de un empleo constante este ácido, ya para desecar gases, ó bien para varias operaciones químicas, como la obtencion del hidrógeno, sulfatos etc. Tambien se usa en medicina disuelto en agua, segun dejamos dicho constituyendo una especie de limonada sulfúrica.

El ácido sulfúrico es un veneno terrible: en el caso desgraciado de ver algun infeliz que lo haya bebido *recientemente*, debe dársele en el acto, é interin llega el facultativo, magnesia desleida en agua, ó lechada de cal recien preparada, y en fin; si no hay otra cosa, ceniza tamizada y desleida en agua.

Acido hiposulfúrico.

Aunque no tiene usos, y por lo tanto grande importancia este cuerpo, diremos acerca de él algunas palabras: fué descubierto por Gay-Lussac y Welter, haciendo pasar una corriente de ácido sulfuroso á través del sobreóxido de manganeso, en suspension en el agua; cuyo método es el que aun se sigue en la actualidad.

La siguiente fórmula dá cuenta de la reaccion en virtud de

la que se produce dicho cuerpo en semejantes circunstancias:

$$\underbrace{MnO^2}_{\text{Sobreóxido de manganeso.}} + \underbrace{2SO^2}_{\text{Acido sulfuroso.}} = \underbrace{MnO,S^2O^5}_{\text{Hiposulfato de manganeso.}}$$

Para aislar el ácido en cuestion, se vierte sobre la disolucion filtrada, del hiposulfato manganeso, agua de barita, para precipitar el ácido sulfúrico que le acompaña y que queda formando sal insoluble de barita (sulfato) sobre el filtro; y en fin, se vierte ácido sulfúrico sobre el hiposulfato de barita, que es soluble, con lo que queda aislado en disolucion el ácido hiposulfúrico. Este cuerpo no cristaliza; solo puede obtenerse bajo la consistencia siruposa evaporado en el vacío.

Respecto á los tres ácidos hiposulfúricos *mono, bi y trisulfurados*, que con él constituyen la *série thiónica*, diremos únicamente que el 1.° (S^3O^5) se obtiene dejando en digestion varios dias, y á la temperatura de 50°, flor de azufre con bisulfito de barita; el 2.° (S^4O^5), tratando por yodo el hiposulfito de barita, y el 3.° (S^5O^5) haciendo reaccionar el gas sulfhídrico sobre una disolucion acuosa de ácido sulfuroso. Todos ellos, incluso el hiposulfúrico, forman sales solubles con la barita, lo que basta para distinguirlos del ácido sulfúrico, que en presencia de dicha base produce un sulfato perfectamente insoluble. Es escasa la importancia de estos ácidos, en razon á no prestarse hasta el dia á ningun empleo de interés, y ser algo complicada su obtencion.

RESUMEN.

1. El azufre combinándose con el oxígeno forma 7 ácidos, que son: 1.° ácido hiposulfuroso (S^2O^2); 2.° sulfuroso (SO^2); 3.° sulfúrico (SO^3), hiposulfúrico (S^2O^5); 4.° hiposulfúrico monosulfurado (S^3O^5); 5.° hiposulfúrico bisulfurado (S^4O^5); é hiposulfúrico trisulfurado (S^5O^5). Desde el primer ácido hiposulfúrico, hasta el último, constituyen una série especial; y por no bastar ya para designarlos las voces adoptadas por la nomenclatura, se ha denominado série Thiónica (= azufre). De

todos estos compuestos, los más interesantes, son el ácido sulfuroso (estudiado ya en la leccion precedente) y el ácido sulfúrico.

2. El ácido sulfúrico puede presentarse en general bajo cuatro estados, á saber: sólido ó líquido anhidro; mezclado éste con el monohidratado (ácido aleman); ácido sulfúrico ordinario, ó sea con un equivalente de agua, y en fin, constituyendo disoluciones acuosas más ó menos concentradas.

3. Puede obtenerse el ácido sulfúrico anhidro, por varios métodos; el mejor y más sencillo, es destilar en aparato de vidrio, bien seco, el ácido sulfúrico de Nordhausen, y en caso de no poseer este cuerpo, ejecutar dicha operacion con el bisulfato potásico ó sódico, teniendo en cuenta las observaciones hechas anteriormente. Este ácido cristaliza en agujas sedosas, parecidas al asbesto.

4. El ácido sulfúrico de Nordhausen, es una disolucion del anhidro en el monohidratado ($= SO^3, SO^3HO$); se obtiene destilando en retortas de barro el sulfato ferroso desecado. Es un líquido parduzco, fumante, denso y que entre otras propiedades tiene la de disolver el añil formando un sulfato de indigotina que se usa en la tintorería de las telas. Hierve entre 30 y 35°.

5. El ácido sulfúrico ordinario, es el ácido anhidro en verdadera combinacion química con 18,3 por 100 de agua, lo que corresponde á la fórmula SO^3,HO; su equivalente $= 49$. Se obtiene en grande escala haciendo llegar simultáneamente á unos departamentos de mucha capacidad y forrados de plomo, denominados cámaras, ácido sulfuroso, ácido nítrico y agua en vapor: en realidad el ácido sulfúrico se produce en estas circunstancias á causa de la union directa del ácido sulfuroso con el oxígeno del aire, que es el verdadero agente de acidificacion en este caso. El óxido nítrico y el ácido hiponítrico, obran aquí como servidores intermediarios entre la atmósfera y el ácido sulfuroso, cediendo á éste el oxígeno de ella, que ozonifican, por sus respectivas reacciones químicas, á la manera que el hierro de la sangre, lleva por todo el organismo el oxígeno del aire que ha absorbido.

6. Se purifica al ácido sulfúrico por destilacion, despues de haber eliminado los productos nitrosos que pueda contener

mediante el sulfato amónico; y los compuestos arsenicales, por el gas clorhídrico y el auxilio del calor: purificado el ácido sulfúrico ordinario, es un líquido denso é incoloro de aspecto oleaginoso (de aqui el nombre de aceite de vitriolo) de una densidad de 66° en el areómetro de Baumé: cáustico, corrosivo y por lo tanto muy venenoso; hierve á 325°. Los primeros auxilios que deben prestarse á una persona recien envenenada con este ácido, son darle á beber magnesia desleida en agua, ó lechada de cal, ó bien en fin, ceniza limpia y desleida en agua azucarada.

7. Los usos del ácido sulfúrico son muy considerables en todas las industrias químicas; asi su produccion es inmensa. Existe en enormes cantidades en la naturaleza, sea en combinacion con las bases, ó bien en el estado libre en ciertas aguas. En medicina nunca se emplea puro el ácido sulfúrico sino es para la cauterizacion de las verrugas, y aun así debe obrarse con prudencia. Se usa por lo general diluido en una cantidad más ó menos grande de agua como atemperante ó como anti-hemorrágico.

Todos los ácidos de la série Thiónica, forman sales solubles con la barita, circunstancia que los distingue del ácido sulfúrico, que forma con dicha base un sulfato insoluble en los ácidos enérgicos, aunque estén hirviendo: no tienen uso alguno ni por lo tanto grande importancia.

---

mediante el sulfato amónico, y los compuestos arsenicales, por el ácido clorhídrico, el amoníaco, el calor, precipitando el ácido sulfídico ordinario, es un líquido denso, incoloro, de aspecto oleaginoso, de olor, que el nombre de ácido de vitriolo, de una densidad de 1,85 en el areómetro de Baumé; cáustico, corrosivo, y por lo tanto muy venenoso; hierve a 325°. Los previsores auxilios que deben prestarse á una persona recien envenenada con este ácido, son dados á beber magnesia disuelta en agua, clorhidrato de cal, aceite en fin, cerveza limpia y desleida en agua, ó mucílagos.

Los usos del ácido sulfúrico son muy considerables en todas las industrias químicas; así en producción es inmenso. Existe en innumerables cantidades en la naturaleza, sea en combinacion con las bases, ó bien en el estado libre en ciertas aguas. En medicina nunca se emplea puro el ácido sulfúrico, sino es para la cauterización de los verrugas, y aun así debe obrarse con prudencia. Se usa, por lo general diluido en una cantidad mas ó menos grande de agua como antiperiódico ó como anti-hemorrágico.

Todos los ácidos de la serie Tiónica, forman sales sulfúricas con la baryta, circunstancia que los distingue del ácido sulfúrico, que forma con dicha base un sulfato insoluble en los ácidos energicos; aunque estos, hirviendo, no tienen nada alguno, ni por lo tanto grande importancia.

LECCION DECIMACUARTA.

ACIDO SULFHÍDRICO. — Su sinonimia, fórmula y equivalente. — Su origen y existencia en la naturaleza. — Su obtencion, descomponiendo un sulfuro metálico por medio de un ácido. — Propiedades. — Su análisis. — Usos del ácido sulfhídrico. — Bisulfuro de hidrógeno. — Su fórmula y equivalente. — Su obtencion. — Sus propiedades. — Sulfuro de nitrógeno. — Su sinonimia y fórmula. — Su obtencion y propiedades. — SELENIO. — Su estado en la naturaleza. — Su fórmula y equivalente. — Su estraccion. — Sus propiedades. — Acidos seleniosos y selénico. — Su composicion y formula. — Sus propiedades. — Acido selenhídrico. — Su composicion, fórmula y propiedades. — TELURO. — Su estado en la naturaleza. — Sus propiedades. — Estudio de los compuestos oxigenados é hidrogenados del teluro. — Resúmen.

Acido sulfhídrico.

El ácido sulfhídrico, hidrosulfúrico, hidrógeno sulfurado, ó gas de las letrinas, fué descubierto por Scheele; tiene por simbolo SH, y su equivalente es = 17. Existe con abundancia en la naturaleza, constituyendo ciertos manantiales medicinales frios y termales: es uno de los productos constantes de la descomposicion orgánica de las sustancias vegetales ó animales, siendo transformado despues y en virtud de ciertas reacciones químicas, en ácido sulfúrico, que á su vez pasa al organismo de dichos seres, para ser nuevamente descompuesto en ellos, quedando asimilado el elemento fundamental, azufre, el cual despues de la muerte del individuo, vuelve á cumplir, bajo la forma de hidrógeno sulfurado, la sábia rotacion providencial de la materia, que los antiguos filósofos simbolizaban mediante la figura de un círculo (1).

Obtencion del hidrógeno sulfurado. Esta se reduce á dos

(1) Creemos que existen tantos estados isoméricos del hidrógeno sulfurado cuántos son los estados alotrópicos del hidrógeno y del azufre respectivamente.

Los gases intestinales, de olor tan diverso, pueden ser una prueba en apoyo de nuestra opinion.

procedimientos generales, á saber: 1.° tratar los sulfuros por los oxácidos enérgicos; 2.° poniendo en contacto dichos sulfuros con los hidrácidos. En el primer caso sucede, que descompuesta el agua básica (de combinacion) del oxácido, á la par que el sulfuro, el azufre de este se une con el hidrógeno de aquella y forma el gas sulfhídrico mientras que oxidado el metal, antes sulfurado, produce con el oxácido una oxisal correspondiente al ácido en cuestion. Hé aquí la fórmula general de este reaccion:

$$\underbrace{MS}_{\text{Sulfuro metálico.}} + \underbrace{\bar{A}c,HO}_{\text{Oxácido con agua básica.}} = \underbrace{HS}_{\text{Hidrógeno sulfurado.}} + \underbrace{MO,\bar{A}c}_{\text{Oxisal.}}$$

Aplicando el segundo procedimiento general, es decir, tratando un sulfuro metálico por un hidrácido, hay tambien una doble descomposicion entre los dos cuerpos; el hidrógeno del hidrácido se une al azufre del sulfuro, dando orígen al gas sulfhido hídrico, y á su vez el radical del hidrácido, se une al metal que estaba combinado con el azufre y produce una combinacion binaria salina (sal haloidea) v. gr.:

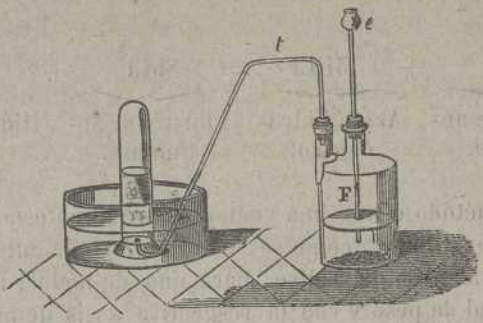
$$\underbrace{MS}_{\text{Sulfuro.}} + \underbrace{HR}_{\text{Hidrácido.}} = \underbrace{HS}_{\text{Acido sulfhídrico.}} + \underbrace{MR}_{\text{Sal haloidea. (R = cuerpo alógeno).}}$$

Si queremos aplicar ahora á la práctica, cualquiera de los dos métodos generales indicados, no hay más que tomar como ejemplo para el primer caso, sulfuro de hierro artificial, obtenido abandonando á si misma una mezcla de limaduras de hierro y azufre humedecidos, ó bien fundiéndoles juntamente, y descomponiendo despues el producto, en el aparato que indica la siguiente figura, mediante el ácido sulfúrico introducido por el tubo terminado en embudo.

La reaccion es la que representa la siguiente fórmula:

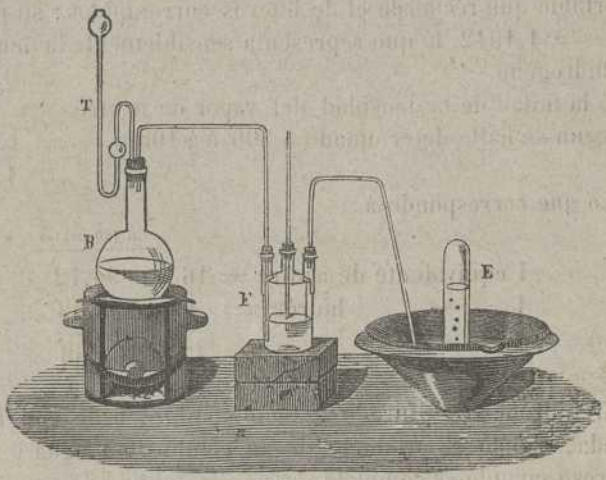
$$\underbrace{FeS}_{\text{Sulfuro de hierro.}} + \underbrace{SO^3,HO}_{\text{Acido sulfúrico.}} = \underbrace{FeO,SO^3}_{\text{Sulfato ferroso.}} + \underbrace{HS}_{\text{Hidrógeno sulfurado.}}$$

Circunscribiendo á un caso particular, el segundo procedimiento general descrito, podemos obtener el sulfhido hídrico



(Fig. 69).

descomponiendo el sulfuro de antimonio, por el ácido hidroclórico en el aparato que indica la adjunta figura.



(Fig. 70).

B matráz que contiene el sulfuro de antimonio.

T Tubo en S ó de seguridad; á la vez que embudo para echar el ácido hidroclórico.

F frasco de locion de tres tubuluras con su tubo recto de seguridad.

E campana que recibe el gas.

La reaccion que tiene lugar en este caso, es tambien muy sencilla, como puede deducirse del exámen de la siguiente fórmula:

$$\underbrace{SbS^3}_{\text{Sulfuro de antimonio.}} + \underbrace{3HCl}_{\text{Acido hidroclórico.}} = \underbrace{SbCl^3}_{\text{Cloruro de antimonio.}} + \underbrace{3HS}_{\text{Hidrógeno sulfurado.}}$$

Este método ofrece una ventaja sobre el anterior, y es que estando constituido, como se ve, el sulfuro de antimonio por tres equivalentes de azufre, para uno de metal, resulta que en igualdad de peso y con la respectiva dosis de ácido hidroclórico, produce triple cantidad de gas sulfhídrico que el sulfuro de hierro.

Propiedades del hidrógeno sulfurado. A la presion y temperatura ordinaria, es un gas incoloro, de un olor fétido insoportable que recuerda el de huevos corrompidos; su densidad es = 1,1912, lo que representa sensiblemente la densidad del hidrógeno. . . . . = 0,0692
y $\frac{1}{6}$ ó la mitad de la densidad del vapor de azufre (segun se halla determinado á 500° ó á 1000). . = 1,1220
1,1912

Lo que corresponde á:

			En 100 partes.
1 equivalente de azufre	=	16	= 94,12
1 — hidróg.	=	1	= 5,88
		17	100,00

El hidrógeno sulfurado es combustible; arde con llama azulada, siendo el producto de su combustion agua y ácido sulfuroso cuando es completa, y por lo tanto hay un esceso de oxígeno; en el caso contrario, se forma agua, ácido sulfuroso, y se precipita azufre: no es gas permanente; puede liquidarse bajo la presion de 16 atmósferas, ó mediante su propia compresion en un tubo de vidrio resistente y cerrado á la lámpara despues de haber introducido en él préviamente cierta porcion del bisulfuro de hidrógeno (HS^2), que más adelante

estudiaremos, dotado de la propiedad de descomponerse espontáneamente en azufre y en hidrógeno sulfurado, que en virtud de su propia tension, se comprime y liquida. Bajo esta forma posee una densidad = 0,91, y puede cristalizar sometido á un frio de — 80°, tal como le produce la evaporacion de una mezcla de ácido carbónico y éter. El hidrógeno sulfurado es un veneno violento, y tanto más terrible cuanto más rápida es la circulacion de la sangre de los animales que le respiran; así un pájaro muere antes de dos minutos, respirando en una atmósfera que solo contenga $^1/_{1500}$ de gas; un perro perece tambien muy pronto en una atmósfera que contenga $^1/_{800}$ de dicho gas; y en fin, una atmósfera que posea $^1/_{200}$ de su volúmen de hidrógeno sulfurado, es mortífera para un animal de grande talla, como por ejemplo un caballo. Esto esplica las desgracias que suelen acontecer á los infelices poceros en la limpieza de los sumideros y letrinas de aguas sucias, por cometer la imprudencia de entrar en ellas antes de destruir la atmósfera mortal del gas sulfhídrico formada en estos sitios. Por lo demás, nada seria más sencillo que evitar estos peligros de una manera segura: bastaria para ello hacer llegar al interior de los mencionados lugares unos cuantos pies cúbicos de ácido hiponítrico, mediante un aparato que pudiera idearse fácilmente para el objeto.

El gas sulfhídrico es totalmente descompuesto por dicho ácido, y por lo tanto queda desinfectada la atmósfera por este medio y propia ya para ser respirada, sobre todo, si antes se hacen llegar corrientes de aire fresco para que no incomode el olor del gas hiponítrico en el caso de haberle puesto en esceso.

Los animales llamados de sangre fria (circulacion lenta) resisten á la accion tóxica de este cuerpo.

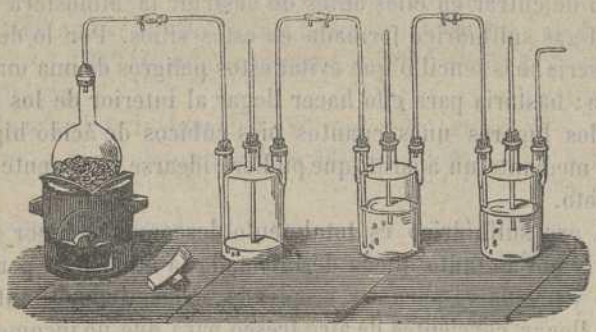
El hidrógeno sulfurado obra directamente sobre la sangre apoderándose del hierro organizado, de los glóbulos que la constituyen y mineralizándole, es decir, formando con él sulfuro de hierro de color negro: por eso examinada la sangre, por ejemplo, de un pájaro muerto casi instantáneamente en una atmósfera muy cargada de gas sulfhídrico, se caracteriza perfectamente el matiz negro que posee aquella, en especial la contenida en el corazon y los pulmones.

El mejor contraveneno del hidrógeno sulfurado, si se llega

á tiempo, es aire puro y muy oxigenado (gas hiponitrico); ó con algo de cloro.

Un litro de gas sulfhidrico, pesa $1^{gr.},548$: es un ácido débil como se demuestra vertiendo un poco de tintura de tornasol en una campana llena de gas. Es soluble en agua; un volúmen de esta disuelve 2 ½ á 3 volúmenes de gas, y para que la disolucion (que posee todas las propiedades de dicho cuerpo), no se altere, es preciso que el agua sea préviamente hervida, pues de lo contrario, el oxígeno del aire disuelto en ella obra sobre el gas apoderándose de su hidrógeno para formar agua, y el azufre se precipita. Por la misma razon debe tenerse bien tapado el frasco reactivo que contenga la disolucion sulfhidrica.

Para preparar el agua saturada de gas sulfhidrico, se hará uso del aparato siguiente que consta de



(Fig. 71).

1.° Un matráz que contiene el sulfuro de antimonio y el ácido hidroclórico.

2.° Un frasco de locion.

3.° Y en fin, dos frascos en donde está el agua destilada y recientemente hervida que se ha de saturar.

El gas sulfhidrico, mezclado con aire, puede convertirse en ácido sulfuroso y hasta en sulfúrico, bajo la influencia de cierta temperatura y al contacto de los cuerpos porosos, como carbon, lavas, hierro y sus óxidos naturales, y en fin, á la temperatura ordinaria, mediante los tegidos textiles, orgá-

nicos, impregnados de humedad: la primera cualidad, ó sea la de transformarse el ácido sulfhídrico, mezclado con aire, en sulfuroso del modo dicho, esplica el fenómeno curioso de los humos que se escapan del interior de antiguos cráteres, como por ejemplo, en Agnano, cerca de Nápoles, y qué en el pais se conoce con el nombre de *fumaroli*. El segundo ó sea el tránsito del hidrógeno sulfurado, á ácido sulfúrico, evidenciado por Dumas, esplica claramente la destruccion de las cortinas, colgaduras y aun los lienzos y cubiertas de cama en ciertos establecimientos de aguas minerales sulfhídricas, sobre todo termales: en efecto, aqui sucede que por la porosidad, gran superficie de estos tegidos y cierta humedad, el hidrógeno sulfurado que impregna estos objetos, se halla en las mejores condiciones para descomponerse, en presencia del oxígeno del aire, formando agua y ácido sulfuroso que en estado naciente, con humedad y bajo la influencia porosa de dichos tegidos, absorbe el oxígeno atmosférico y pasa á ácido sulfúrico, que destruyendo, como es sabido, los tegidos orgánicos vegetales, disgrega las telas en cuestion.

El hidrógeno sulfurado aparece en muchos casos en las aguas dulces, por la reduccion de ciertos sulfatos naturales á espensas de los elementos combustibles de varias sustancias orgánicas, en especial el hidrógeno y carbono.

Importancia y usos más generales del hidrógeno sulfurado. El gas sulfhídrico ofrece mucho interés, no solamente por las aplicaciones médicas á que se presta, como por su frecuente uso en los laboratorios, ora sea para obtener sulfuros metálicos, de colores diversos y característicos, en las investigaciones analíticas, ó bien para diferentes reacciones químicas.

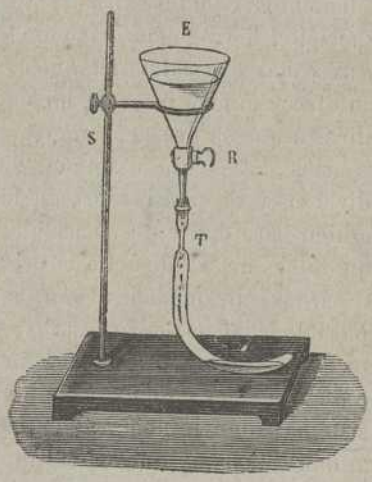
En estado líquido, es decir, disuelto en agua, se administra interiormente en las enfermedades crónicas de la piel, y en las escrófulas, para lo cual se hace que los enfermos tomen aguas minerales sulfhídricas etc., y se les administra con precaucion en leche ó en bebidas emolientes. Empleado esteriormente excita el sistema cutáneo modificando su vitalidad; por cuya razon se han obtenido muy buenos resultados en las afecciones de la piel, ya bajo la forma de baños, ó en chorros, valiéndose para esto de aguas minerales sulfhídricas bien sean naturales ó artificiales.

Bisulfuro de hidrógeno.

Asi como existe un bióxido de hidrógeno (agua oxigenada $= HO^2$) asi tambien puede obtenerse un bisulfuro de hidrógeno que tiene por fórmula HS^2 y cuyo equivalente es $= 33$.

Se prepara este cuerpo, vertiendo poco á poco en el ácido hidroclórico diluido en dos veces su peso de agua y colocado en un embudo de llave, una disolucion de bisulfuro de calcio, obtenida hirviendo durante una hora, en cápsula de porcelana, 200 gramos de cal apagada y un peso igual de flor de azufre desleida en un litro de agua.

No bien se mezclan ambos liquidos, es decir, el bisulfuro de calcio y el ácido hidroclórico, hay desprendimiento de hidrógeno sulfurado, precipitacion de azufre bajo aspecto lechoso, y por último, comienzan á aparecer unas gotitas amarillas, como oleaginosas, que se adhieren á las paredes del embudo y luego se reunen en el fondo; por manera que basta abrir con precaucion la llave del embudo, para recojer el bisulfuro en un tubo dispuesto al intento, segun indica la siguiente figura, que representa el aparato de que se hace uso para obtener



(Fig. 72).

este producto y cuyos detalles son los siguientes;

S sosten del aparato.
E embudo de llave.
r llave del mismo.
T tubo doblado á la lámpara, eu forma de hoz, y adelgazado en la parte *T*.

La teoría que esplica la formacion del bisulfuro de hidrógeno es muy sencilla: el bisulfuro de calcio se descompone en sus factores y lo mismo el ácido hidroclórico; el calcio con el cloro forma cloruro de calcio, mientras que el hidrógeno con el azufre origina el cuerpo en cuestion.

En efecto:

$$\underbrace{CaS^2}_{\text{Bisulfuro de calcio.}} + \underbrace{HCl}_{\text{Acido hidroclórico.}} = \underbrace{CaCl}_{\text{Cloruro cálcico.}} + \underbrace{HS^2}_{\text{Bisulfuro de hidrógeno.}}$$

Caracteres del bisulfuro de hidrógeno. Líquido amarillento, de olor fétido y sabor picante. Puesto en contacto con la lengua la emblanquece como el agua oxigenada: su densidad = 1,769. Se descompone espontáneamente en hidrógeno sulfurado y en azufre, de cuya propiedad se saca partido para liquidar el gas sulfhídrico, segun dejamos dicho en la historia de este cuerpo. Posee cierta analogía de composicion y de carácter químico con el agua oxigenada: tiene poca importancia bajo el punto de vista de sus aplicaciones.

Nitruro de azufre.

Este cuerpo ha sido descubierto por Soubeiran en 1837, tratando por agua el producto de la accion del gas amoniaco sobre el bicloruro de azufre. Tiene por fórmula NS^2.

Es un cuerpo sólido, amarillo, de sabor ácre y de olor poco sensible, pero que irrita las membranas de la nariz y de los ojos: detona cuando se le pulveriza con un cuerpo duro. Se descompone con esplosion á 157°: no tiene aplicacion alguna.

Selenio.

Este cuerpo es bastante raro en la naturaleza; existe por lo

general combinado con el plomo: fué descubierto por Berzelius en 1817, analizando un sedimento rojo hallado en una cámara de plomo que habia servido durante mucho tiempo para fabricar ácido sulfúrico con el azufre de Falhum (Suecia). Su símbolo es *Se;* su equivalente = 39,61.

Obtencion del selenio. Para esto, se pulveriza el mineral que le contiene (seleniuros de plomo, cobre y plata) y se trata con ácido hidroclórico, á fin de separar los carbonatos térreos que le acompañan: hecho esto, se mezcla el residuo con flujo negro (mezcla de carbonato potásico y carbon), y se calzina en un crisol; acto continuo, se disuelve en agua el seleniuro de potásio producido, se filtra rápidamente el líquido, se concentra y se abandona á si mismo. Pasado cierto tiempo se oxida el potasio á espensas del oxígeno del aire, y el selenio se precipita bajo la forma de un polvo gris acerado, que sa lava, deseca y en fin destila para recojerle despues condensado en masa. Generalmente circula en el comercio extranjero el selenio, constituyendo medallones con el busto de Berzelius.

Caracteres del selenio. El selenio fundido y enfriado súbitamente, se presenta bajo la forma de una masa negra brillante, amorfa, y que vista en láminas delgadas y por transparencia parece roja; su fractura es concóidea: su densidad = 4,28; se disuelve en el ácido sulfúrico caliente, adquiriendo la disolucion un color verde espárrago; tratado por agua toma el líquido un color rojo cinábrio debido al selenio muy dividido que se precipita bajo esta forma. El selenio es mal conductor del calórico y de la electricidad: arde difícilmente, con llama azulada, esparciendo un olor fétido característico; se funde á 100° y es insoluble en el agua, pero no en el sulfuro de carbono, de donde puede cristalizar, por evaporacion, en prismas romboidales, oblicuos. Hierve al rojo oscuro y se volatiliza produciendo flores de selenio: ofrece dos estados alotrópicos, uno de aspecto vítreo y el otro metálico. Tiene, en fin, grande analogía con el azufre.

Acido selenioso.

Este ácido, correspondiente al sulfuroso, tiene por fórmula SeO^2, y se obtiene, bien sea calentando el selenio en un esceso

de oxígeno, ó bien tratándole en caliente por el ácido nítrico ó el agua regia. Es un ácido sólido, blanco, cristalizable en grandes agujas; se volatiliza á 300° sin fundirse.

Reductible por varios cuerpos; entre ellos por el gas ácido sulfuroso, que precipita al selenio bajo la forma de un polvo rojo de color bermellon, por cuya reaccion característica puede distinguirse este ácido de todos los demás con quienes sea fácil confundirle á primera vista.

Acido selénico.

Este ácido presenta tambien cierta analogía con el sulfúrico; su fórmula es $= SeO^3,HO$. No se le ha aislado anhidro, es decir, correspondiendo á la fórmula SeO^3; su hidrato, ó sea el primer ácido, posee tambien una consistencia oleosa y tiene una fuerza de combinacion por el agua comparable á la del ácido sulfúrico. Se obtiene el ácido selénico fundiendo en un crisol de porcelana una mezcla de nitro y selenio, ó un seleniuro, ó bien en fin, un selenito; disuelto el seleniato de potasa, se trata por nitrato de plomo, y por último se descompone este por una corriente de hidrógeno sulfurado. Se decanta el líquido y concentra despues por evaporacion. La densidad del ácido selénico es $= 2,6$: tiene este ácido tal afinidad por la barita, que el seleniato de esta base es indescomponible por el ácido sulfúrico. El ácido selénico disuelve al oro, pero no al platino; disuelve igualmente al hierro y al zinc, con desprendimiento de hidrógeno. Finalmente, se descompone hacia 300° en ácido selenioso y en oxígeno.

Hidrógeno seleniado.

Este ácido, cuyo descubrimiento se debe á Berzelius, tiene por fórmula SeH.

Se obtiene tratando por el ácido hidroclórico el seleniuro de hierro ó de potasio, y mejor todavía vertiendo en un matráz lleno de agua seleniuro de fósforo; el agua se descompone, se forma ácido fosfórico y se desprende el hidrógeno seleniado.

El gas selenido hídrico es incoloro, de un olor insoportable á berzas corrompidas, que recuerda algo el del hidrógeno sul-

furado: es mucho más venenoso que este cuerpo. Olido en cierta cantidad, irrita enérgicamente las mucosas de las fosas nasales, perdiéndose el olfato á veces durante algunos dias: su densidad es = 3,421. El hidrógeno seleniado es combustible, arde con llama azul, produciendo agua y precipitando un polvo rojo de selenio amorfo: es soluble en el agua, pero su disolucion se descompone rápidamente al contacto del aire, originándose agua y precipitándose el selenio. El ácido selenhídrico está formado de 97,54 de selenio, y de 2,46 de hidrógeno.

Teluro.

Este cuerpo, descubierto en 1782 por Müller de Reichenstein, tiene por fórmula *Te*, y su equivalente es = 64. El teluro es un metaloide bastante raro en la naturaleza: se le ha hallado unido al oro y plata, en algunas minas de la Transylvania.

Tambien existe combinado con el cobre, plomo y sobre todo con el bismuto, en los minerales de Schemniz en Hungría, siendo con frecuencia de este último compuesto, de donde se extrae el teluro con más facilidad: para esto, se le sujeta á un tratamiento que esencialmente consiste en someter el mineral á la accion del ácido hidroclórico para eliminar los carbonatos; luego tratarle por ácido sulfúrico; despues hacer actuar segunda vez sobre él el ácido hidroclórico; y en fin, sujetar el líquido á la accion del ácido sulfuroso que reduce sus oxácidos, precipitando el teluro, el cual recogido y lavado se funde en un crisol.

El teluro es un cuerpo sólido y brillante, que á primera vista puede confundirse por su aspecto y densidad (= 6,2) con el antimonio ó zinc, medio oxidado: cristaliza fácilmente y parece ser isomorfo con el arsénico y el antimonio.

Es volátil á la temperatura roja: calentado al aire, el teluro arde con una llama de color azul intenso. Se disuelve en el ácido sulfúrico caliente, comunicándole un hermoso color rojo purpúreo, cuyo carácter basta para distinguirle del selenio, que en igualdad de circunstancias tiñe el ácido sulfúrico de verde: el teluro pulverulento, obtenido por la reduccion

del ácido telúrico mediante el ácido sulfuroso, no es oxidado por la accion del ácido nítrico concentrado é hirviendo.

Acido teluroso.

Tiene por fórmula TeO^2 y se obtiene anhidro calcinando el teluro en contacto del aire; é hidratado, descomponiendo por el agua el clorido telúrico. El ácido teluroso anhidro es sólido, blanco, cristalino y poco soluble en agua: el hidratado es sólido y blanco, pero de aspecto térreo; se disuelve en el agua, y si en semejante estado se hace atravesar por la disolucion una corriente de ácido sulfuroso, se forma un precipitado negro de teluro dividido, pero de aspecto metálico. En igualdad de circunstancias, se forma con el ácido selenioso un precipitado rojo bermellon de selenio amorfo.

Acido telúrico.

Se obtiene este ácido, cuya fórmula es TeO^3; es decir, semejante á la del ácido sulfúrico y selénico, haciendo pasar una corriente de cloro á través de una disolucion de telurito de potasa que contenga un esceso de álcali: formado el ácido telúrico, se trata el líquido por barita cáustica y se descompone luego el telurato baritico por el ácido sulfúrico. Concentrado por evaporacion el líquido filtrado, se presenta el ácido telúrico bajo el aspecto de grandes prismas exagonales, que contienen tres equivalentes de agua: es soluble en el agua, y la disolucion tiene sabor metálico.

Acido telurhídrico.

Se obtiene este ácido, de una manera análoga al hidrógeno seleniado, esto es, descomponiendo el telururo de hierro ó de potasio por el ácido hidroclórico: es un gas incoloro, de olor fétido, semejante al sulfhídrico; su densidad es = 5,12. Soluble en agua; arde en presencia del oxígeno del aire, produciendo agua y precipitándose el teluro; por manera, que mediante la combustion de los tres hidrácidos que acabamos de estudiar, á saber: el sulfhídrico, selenhídrico y telurhídrico, podemos distinguir los tres radicales metaloideos que los originan, supuesto que al arder los gases se precipitan ellos, ofreciendo las coloraciones siguientes:

El sulfhídrico, precipitado amarillo (azufre).
—selenhídrico — rojo (selenio).
—telurhídrico — pardo oscuro (teluro).

Escusado creemos justificar, despues de lo espuesto, la razon con que hemos hecho objeto de nuestro estudio, si bien brevemente, al selenio y al teluro á seguida del azufre: en efecto difícilmente pueden buscarse tres cuerpos simples que ofrezcan más semejanza, asi en sus propiedades, considerados como elementos metaloideos, como en los principales compuestos que todos forman con el oxígeno y el hidrógeno.

RESUMEN.

1. El azufre forma dos compuestos definidos con el hidrógeno; uno constituido por un equivalente de azufre y otro de hidrógeno (SH), que es el que se conoce con el nombre de hidrógeno sulfurado, gas sulfhídrico, ó de las letrinas, y otro formado de un equivalente de hidrógeno y dos de azufre (HS^2), que se denomina bisulfuro de hidrógeno, y es semejante por su composicion y propiedades más fundamentales al agua oxigenada.

2. El hidrógeno sulfurado existe en la naturaleza, bien sea en disolucion, en ciertas aguas frias ó termales, constituyendo manantiales de que hace frecuente uso la medicina para curar ciertas dolencias, ó bien accidentalmente por efecto de la descomposicion pútrida de varias sustancias de orígen orgánico, asi vegetal como de procedencia animal. Se obtiene por varios métodos: el mejor y más práctico, consiste en descomponer por el ácido hidroclórico el sulfuro de antimonio del comercio.

3. El hidrógeno sulfurado, es un gas incoloro, de un olor insoportable á huevos podridos, arde con llama azulada y es muy venenoso: una atmósfera que contenga $^1/_{200}$ de gas sulfhídrico, es mortal para un caballo; por consiguiente con mayor razon lo será para un hombre. Ejemplo de esto son, por desgracia, las muertes que acaecen con sensible frecuencia entre los pobres poceros al ejercer su penoso, repugnante, mal sano y espuestísimo oficio: asi que fuera de desear, siquiera por humanidad, que ó bien se aplicara á la desinfeccion de los pozos

de aguas sucias un sistema mecánico que no exigiera la *intervencion directa* de una criatura humana, ó si esto era forzoso ante el criterio de las personas competentes, se obligara con todo rigor á desinfectar préviamente semejantes atmósferas, mediante el gas hiponítrico ó el cloro, y luego hacer llegar aire fresco y puro á estos sitios antes de que los poceros entraran á operar en ellos. El mejor auxilio que puede prestarse á una persona medio asfixiada, por este gas, es el hacerla respirar pronto aire puro. En medicina se aplica el hidrógeno sulfurado disuelto en el agua ya interior, como exteriormente, en el tratamiento de las enfermedades del sistema cutáneo.

El hidrógeno sulfurado ennegrece rápidamente todos los objetos de plata y de otros metales.

4. El bisulfuro de hidrógeno se obtiene vertiendo el bisulfuro de calcio sobre el ácido hidroclórico algo diluido en agua; es un líquido amarillento y de consistencia oleaginosa, que se descompone abandonado á sí mismo, en hidrógeno sulfurado y en azufre, de cuya circunstancia se saca partido para obtener el gas sulfhídrico liquidado, en virtud de su propia presion, dentro de un tubo cerrado por ambos estremos.

5. La historia química del azufre, es exactamente la misma que la del oxígeno; así como á su vez la del selenio y teluro son muy semejantes á la del azufre.

6. Se diferencia el selenio del teluro, en que disueltos ambos en el ácido sulfúrico, el primero (selenio) comunica á este un color verde de espárrago, mientras que el color que ofrece la disolucion del segundo (teluro) es rojo purpúreo; además, tratadas las dos disoluciones por agua, esta precipita al selenio bajo la forma de un polvo rojo cinábrio, mientras que el teluro lo efectúa ofreciendo un aspecto negruzco, aunque con lustre metálico.

7. Creemos útil recordar aquí, que el oxígeno, azufre, selenio y teluro constituyen la clase de cuerpos denominados por Berzelius *anfígenos*; es decir, engendradores indistintamente de ácidos (oxácidos, sulfácidos, seleniácidos, teluriácidos); y de bases (oxibases, sulfobases, selenibases y teluribases). Estas dos séries de compuestos, pueden unirse formando sales, á saber: oxisales, sulfosales, selenisales y telurisales.

LECCION DECIMAQUINTA.

CLORO.—Su fórmula; sinonimia y equivalente.– Obtencion del cloro gaseoso.—1.º Por la accion del ácido clorhídrico sobre el sobreóxido de manganeso.—Teoría de la reaccion.—2.º Por la accion del ácido sulfúrico sobre el cloruro sódico y el sobreóxido de manganeso.—Teoría de la reaccion.—3.º Por la accion del sulfato de magnesia, sal comun y sobreóxido de manganeso.—Teoría de la reaccion.—Propiedades del cloro.—Su poder decolorante.—Aplicacion de esta cualidad para el blanqueo.—Obtencion del cloro líquido.—Sus propiedades.—Agua saturada de cloro,—Su preparacion.—Sus propiedades.—Hidrato de cloro.—Accion desinfectante del cloro.—Combinaciones del cloro con el oxígeno; á saber: ácido hipocloroso ClO.—Acido cloroso ClO^3.—Acido hipoclórico ClO^4.—Acido clórico ClO^5.—Acido perclórico ClO^7.—Obtencion de estos cuerpos, propiedades más principales, y sus usos.—Resúmen.

Cloro.

Cerca de la segunda mitad del pasado siglo, vivia en Suecia un hombre que bajo las modestas apariencias de farmacéutico encubria el talento de un químico eminente; este hombre, citado con suma frecuencia en nuestras lecciones y siempre con el elogio debido á su fecundo genio, se llamaba Scheele y á él es debido el fecundo descubrimiento del cloro verificado en 1774; siendo de notar, que en un mismo trabajo aisló este célebre farmaceútico de Kœping tres cuerpos interesantes, á saber; el *cloro*, el *bario* y el *manganeso*; hecho quizá único en los anales de la ciencia, y tanto más de admirar cuanto que los medios operatorios de Scheele se redujeron á unas cuantas redomas, varios tubos y alguna campana de vidrio.

El cloro no existe libre en la naturaleza, sobre todo, en el estado en que nosotros le preparamos en nuestros laboratorios: pero es muy probable que se halle libre, aunque en corta cantidad y quizá bajo un agrupamiento molecular, distinto del ordinario, en la atmósfera de los mares y costas marítimas; en cambio es estraordinaria la cantidad de cloro que existe en la naturaleza combinado con los metales constituyendo el in-

teresante género de sales cononocido con el nombre de cloruros, sobre todo, el cloruro de sódio ó sea la sal comun. Tambien abunda formando parte integrante del ácido hidroclórico, desprendido de algunos volcanes y llevado en disolucion en ciertos rios y manantiales.

El cloro fué denominado por Scheele, en un principio, ácido marino deflogisticado; luego Lavoisier creyó que tenia oxígeno y le denominó ácido muriático oxigenado, hasta que sometido á un minucioso análisis por Gay-Lussac, Thenard, Davy y Berzelius se vió que era un cuerpo simple: entonces propuso Ampere llamarle cloro y quedó aceptado este nombre por todos los químicos.

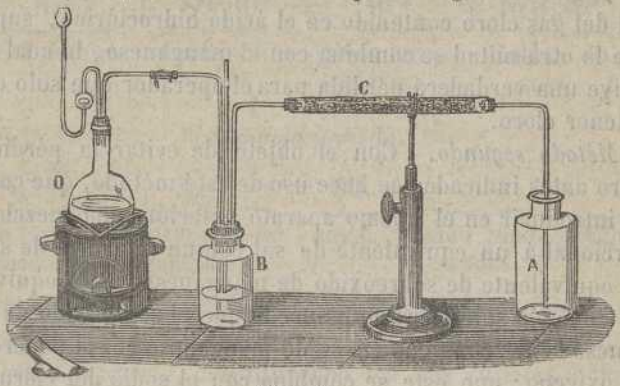
El cloro tiene por símbolo *Cl*, y su equivalente es = 35,45) se obtiene por los tres métodos siguientes:

1.° Por la accion del ácido hidroclórico, sobre el bióxido de manganeso.

2.° Por la reaccion entre el ácido sulfúrico, cloruro sódico y el sobreóxido de manganeso.

3.° Por la accion química que tiene lugar entre el sulfato de magnesia, sal comun y sobreóxido de manganeso: como se vé, el cloro se obtiene, en general, ó del ácido hidroclórico oxidando el hidrógeno, ó de los cloruros oxidando y despues neutralizando los radicales metálicos.

Método primero. Para obtener el gas cloro, por este procedimiento, se monta un aparato semejante al que indica la presente figura y constituido de las piezas siguientes:



(Fig. 73).

D matráz de vidrio en cuyo interior se halla la mezcla de

ácido hidroclórico y sobreóxido de manganeso, en la proporcion de dos equivalentes de ácido para un equivalente de óxido.

B frasco de locion, que puede ser reemplazado cuando convenga por uno de tres tubuluras.

C tubo desecador que contiene cloruro de calcio esponjoso: puede ser sustituido por un tubo en *U* lleno de piedra pomez embebida en ácido sulfúrico.

A frasco perfectamente seco, en donde se recoge el gas cloro.

La reaccion que tiene lugar en este caso, consiste en que tanto el ácido hidroclórico, como el sobreóxido de manganeso, se descomponen, el primero en cloro é hidrógeno, y el segundo en oxígeno y metal; los dos equivalentes de hidrógeno del ácido hidroclórico, se unen con los dos de oxígeno del sobreóxido y forman dos equivalentes de agua, mientras que de los dos equivalentes de cloro, puesto en libertad, uno se combina con el manganeso reducido á metal, originando cloruro manganoso, mientras que el otro equivalente de cloro libre, se desprende bajo la forma de gas. Hé aquí la fórmula que dá cuenta de esta reaccion:

$$\underbrace{MnO^2}_{\text{Sobreóxido de manganeso.}} + \underbrace{2HCl}_{\text{Acido hidroclórico.}} = \underbrace{2HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{MnCl}_{\text{Cloruro manganoso.}} + \underbrace{Cl}_{\text{Cloro.}}$$

Segun se vé por este procedimiento, solo se obtiene la mitad del gas cloro contenido en el ácido hidroclórico, supuesto que la otra mitad se combina con el manganeso, lo cual constituye una verdadera pérdida para el operador que solo quiera obtener cloro.

Método segundo. Con el objeto de evitar la pérdida de cloro antes indicada, se hace uso de este método, que consiste en introducir en el mismo aparato anterior, una mezcla proporcional á un equivalente de sal comun (cloruro de sodio), un equivalente de sobreóxido de manganeso y dos equivalentes de ácido sulfúrico: aquí sucede que el sobreóxido de manganeso se descompone en óxido manganoso (base poderosa) y en oxígeno; que este se combina con el sodio del cloruro sódico (sal comun), originándose así dos bases enérgicas, á sa-

ber: la sosa ú óxido de sodio y el óxido manganoso, en cuyo caso los dos equivalentes de ácido sulfúrico se dividen en partes iguales, para neutralizar con una la sosa, formando sulfato sódico y con la otra, al óxido manganoso, produciendo otro sulfato, que con el anterior queda en el matráz; y que en fin, privado el cloro del sodio, con quien estaba unido, queda en libertad y se desprende bajo la forma de gas, segun expresa la fórmula siguiente:

$$\underbrace{NaCl}_{\text{Cloruro de sodio. (=sal comun).}} + \underbrace{MnO^2}_{\text{Sobreóxido de manganeso.}} + \underbrace{2SO^3HO}_{\text{Acido sulfúrico.}} =$$

$$= \underbrace{NaO,SO^3HO}_{\text{Sulfato sódico.}} + \underbrace{MnO,SO^3,HO}_{\text{Sulfato manganoso.}} + \underbrace{Cl}_{\text{Cloro.}}$$

Algunos autores pretenden, que en esta reaccion, antes del gas cloro, se produce ácido hidroclórico, como sucede siempre que el ácido sulfúrico concentrado actúa sobre la sal comun, y que por la accion del sobreóxido de manganeso sobre dicho ácido hidroclórico vuelve á formarse agua y á desprenderse el gas cloro, como en el primer método descrito. Nosotros, siguiendo la opinion de otros químicos, creemos que no hay necesidad de descomponer primero el agua para volverla á reproducir; en efecto:

Primer periodo.

$$\underbrace{NaCl}_{\text{Sal comun.}} + \underbrace{SO^3,HO}_{\text{Acido sulfúrico.}} = \underbrace{HCl}_{\text{Acido hidroclórico.}} + \underbrace{NaO,SO^3}_{\text{Sulfato de sosa.}}$$

Segundo periodo.

$$\underbrace{HCl}_{\text{Acido hidroclórico.}} + \underbrace{MnO^2}_{\text{Sobreóxido de manganeso.}} = \underbrace{HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{MnO}_{\text{Oxido manganoso.}} + \underbrace{Cl}_{\text{Cloro.}}$$

sino que originándose dos bases poderosas como lo son la sosa y el óxido manganeso, en presencia de un ácido tan enérgico, este satura á ambas, constituyendo los dos sulfatos dichos y dejando el cloro en libertad.

Método tercero. Y en fin, puede obtenerse el cloro destilando á una elevada temperatura en una retorta de barro y en comunicacion, primero, con un tubo en U lleno de piedra pomez embebida de ácido sulfúrico, ó con cloruro cálcico fundido y despues en contacto con un frasco bien seco, una mezcla de dos partes de sulfato de magnesia desecado, una de sal comun y otra de sobreóxido de manganeso.

La reaccion que por este procedimiento se verifica, consiste en que cediendo el sobreóxido de manganeso la mitad de su oxígeno al sódio del cloruro, forma sosa que se une con el ácido sulfúrico del sulfato magnésico, quedan en libertad el cloro que se desprende y como residuo en la retorta, magnesia, óxido manganoso y sulfato sódico, segun la ecuacion siguiente:

$$\underbrace{NaCl}_{\text{Cloruro sódico.}} + \underbrace{MnO^2}_{\text{Sobreóxido de manganeso.}} + \underbrace{MgO,SO^3,HO}_{\text{Sulfato de magnesia.}} =$$

$$= \underbrace{NaO,SO^3HO}_{\text{Sulfato sódico.}} + \underbrace{MgO}_{\text{Magnesia.}} + \underbrace{MnO}_{\text{Oxido manganoso.}} + \underbrace{Cl}_{\text{Cloro.}}$$

Propiedades del gas cloro. El cloro es un gas de color amarillo verdoso á cuyo carácter debe su nombre; tiene un olor particular muy desagradable; es irrespirable, no solamente porque asfixia, sino porque ejerce una accion destructora sobre los pulmones: asi que hay que tener mucha precaucion para no respirarle, porque puede ocasionar hasta vómitos de sangre, despues de una tos sofocante y pertinaz, cuando ha sido inspirado en demasiada cantidad; inyectado el cloro en el sistema venoso, produce instantáneamente la muerte por la irritacion violenta que ejerce sobre el corazon. Disuelto en el agua y dirigido en forma de chorro á una parte cualquiera del cuerpo, colora rápidamente la piel, y produce dolores agudos: la inflamacion dura algunos dias, pasados los que, la epidermis se desprende en escamas; es impropio para la combustion: una cerilla ardiendo, introducida en una campana de gas cloro se apaga, pero antes se alarga la llama adquiriendo además un color verdoso en su base y algo rojo en el resto de ella.

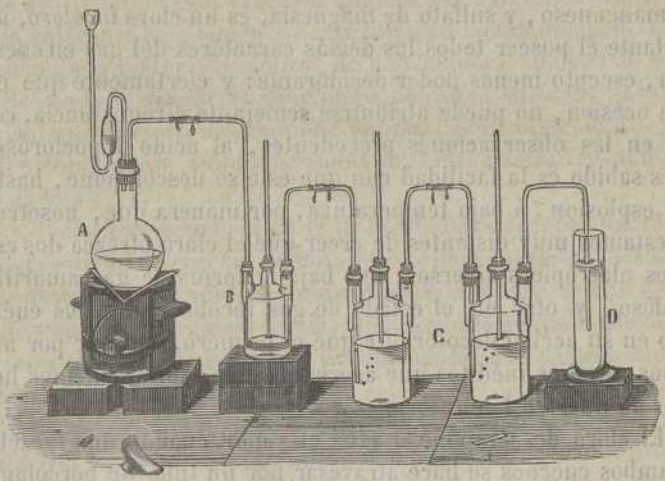
Un litro de cloro pesa $3^{gr.}17$; su densidad es $= 2,44$, es

decir, doble que la del aire, por cuya razon puede trasvasarse de una campana á otra como si fuera un líquido.

El cloro no es un gas permanente; puede liquidarse por dos medios, á saber: 1.° sujetándole á una presion de 5 atmósferas, á la temperatura ordinaria; 2.° descomponiendo á un calor suave el hidrato de cloro préviamente introducido en un tubo cerrado por ambos extremos.

Condensado el gas cloro, es un líquido amarillento de una tension considerable (á + 15° = 4 atmósferas; de una densidad = 1,33): el gas cloro es soluble en en el agua; pero la solubilidad varía con la temperatura; en las circunstancias normales de temperatura y presion, un volúmen de agua á 0°, disuelve 1vol.,44 de cloro; á 8° disuelve el máximum, que es 3,07. Saturada á esta temperatura el agua de gas cloro, abandona unos cristales que representan un hidrato definido de cloro, compuesto de 28 partes de cloro y de 72 de agua (= Cl + 10HO): estos cristales son los que nos han servido hace un instante pora obtener el cloro líquido.

Para saturar el agua de cloro puede emplearse el siguiente aparato.



(Fig. 74).

A matráz en donde está la mezcla propia para producir cloro.

B frasco de locion.

C frascos con agua para saturarla de cloro.

D campana con legia de potasa para absorber el gas cloro, despues de la saturacion.

Mezclando volúmenes iguales de gas cloro y de hidrógeno, y esponiéndolos á los rayos directos de la luz solar, se combinan ambos cuerpos con esplosion, por lo cual debe evitarse preparar dicha mezcla á la luz directa: parece que en la oscuridad el cloro es mucho menos activo que el sometido á la luz directa; y que el espuesto á esta influencia se une, aun en la oscuridad con el hidrógeno, circunstancia que el anterior no ofrece; por cuya razon y los esperimentos de Fabre y Silberman, relativos al mayor desprendimiento de calórico que el cloro insolado presenta, en las combinaciones químicas, respecto del mantenido en la oscuridad en estas circunstancias, han hecho se admitan falsamente por algunos dos estados alotrópicos del cloro; cuando en realidad todo ha dependido de operar con cloro impurificado por el hipocloroso.

Nosotros, sin embargo, debemos consignar aquí, que el cloro procedente del último método, ó sea de la reaccion verificada á una alta temperatura entre la sal comun, sobreóxido de manganeso, y sulfato de magnesia, es un cloro *incoloro*, no obstante el poseer todos los demás caractéres del gas en cuestion, escepto menos poder decolorante: y ciertamente que en esta ocasion, no puede atribuirse semejante circunstancia, como en las observaciones precedentes, al ácido hipocloroso, pues sabido es la facilidad con que este se descompone, hasta con esplosion, á baja temperatura, por manera que, nosotros no estamos muy distantes de creer que el cloro ofrezca dos estados alatrópicos diversos, uno bajo la forma de gas amarillo verdoso, y otro en el estado de gas incoloro y menos enérgico en su accion decolorante que el primero, á juzgar por algunos estudios inéditos que acerca de este asunto tenemos hechos en nuestro laboratorio.

El cloro descompone el agua en vapor, cuando una mezcla de ambos cuerpos se hace atravesar por un tubo de porcelana enrojecido; el resultado es ácido hidroclórico que puede condensarse en disolucion acuosa y oxigeno que se desprende, en efecto:

$$\underbrace{HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{Cl}_{\text{Cloro.}} = \underbrace{HCl}_{\text{Acido hidroclórico.}} + \underbrace{O}_{\text{Oxígeno.}}$$

El agua saturada de cloro, debe guardarse en frascos de vidrio oscuro azul, (para evitar la accion de este rayo químico) y en sitios privados de la luz solar; y aun asi se altera con el tiempo: recien obtenida, ó bien conservada la disolucion acuosa del gas cloro, tiene todas las propiedades que vamos reconociendo en dicho cuerpo.

Una de las cualidades más características del cloro, casi presentida ya por Scheele al observar la decoloracion causada en los corchos por este gas y precisada más tarde y de un modo exacto por Berthollet, es la accion decolorante tan enérgica que este cuerpo posee y de que tanta utilidad se saca en la industria para el blanqueo de las telas de algodon y de hilo; asi como tambien para la decoloracion de la pasta de trapo, destinada á la fabricacion del papel.

Respecto á la manera de obrar del cloro, en estos casos, puede admitirse desde luego que es apoderándose del hidrógeno y además haciendo que por efecto de la electricidad desarrollada en virtud de esta reaccion química, el oxígeno de la materia colorante se ozonice y contribuya en cierto modo al blanqueo de la materia orgánica, de una manera análoga á como obra en la incineracion el oxígeno del aire; además, ya hemos visto que el cloro descompone el agua, por consiguiente, pueden combinarse ambas acciones deshidrogenante y oxidante á la vez.

Como consecuencia de la propiedad decolorante del cloro, son destruidos bajo su accion, entre otros cuerpos, la tintura de tornasol, el sulfato de indigotina y la tinta; en este último caso se destruye la sal férrica que esencialmente la constituye (tannato y gallato férrico), produciéndose en cambio cloruro férrico incoloro.

A esta accion acuden alguna vez los falsificadores, para suplantar lo escrito en ciertos documentos públicos ó de interés; pero nada consiguen con esto, porque la ciencia hace patente su crimen restaurando lo escrito mediante varios reactivos, entre otros, el sulfhidrato de amoniaco ó un sulfuro alcalino:

se forma sulfuro férrico, de color negro, y por lo tanto se regenera lo escrito.

El cloro se usa tambien, desde hace muchos años, como desinfectante general y enérgico, para destruir las sustancias miasmáticas de una atmósfera dada: su empleo para este importante caso, se funda en iguales consideraciones que las espuestas anteriormente al hablar de su accion decolorante. Sin embargo, para que tan útil cualidad fuera completa, como de una manera harto absoluta, por desgracia, se ha admitido, era preciso que la accion del cloro alcanzase, en general, á todos los elementos de que no podemos racionalmente suponer está constituido un gérmen, miasma, ó fermento orgánico vegetal ó animal, á saber: de oxígeno, hidrógeno, carbono, nitrógeno, etc. ¿Y esto es verdad? Vamos á verlo: en primer lugar, ni el carbono ni el nitrógeno, ni el oxígeno contraen, á la temperatura ordinaria, ni á ninguna temperatura, combinacion alguna directa y estable con el cloro, como es fácil justificar esperimentalmente; por manera, que el único elemento de un compuesto orgánico, que en verdad tiene grande fuerza de combinacion por el cloro, es el hidrógeno, y por consiguiente, este solo será el eliminado desde luego por la accion de dicho cuerpo; en segundo lugar, hay un hecho en la ciencia química tan culminante, que él solo ha bastado para fundar una de las leyes más fecundas de la Química orgánica, á saber, *la ley de las sustituciones*, creada y formulada por la superior inteligencia de Dumas. ¿Y cuál es el fundamento de esta ley? Vamos á consignarle literalmente.

«Un cuerpo hidrógenado (todas las sustancias de orígen orgánico lo son) despues de haber estado sometido á la accion del cloro, retiene *con frecuencia á este en el número de sus elementos*; por manera que el hidrógeno, unido con el cloro para formar ácido clorhídrico, *se halla sustituido por una cantidad equivalente de cloro*: este fenómeno recibe el nombre de *sustitucion*.»

Asi que, en la generalidad de casos, la desinfeccion de una atmósfera miasmática, por ejemplo, mediante el cloro, se reducirá á un fenómeno de simple sustitucion, esto es, cambiarse un miasma hidrogenado en otro clorurado; ¿y habrá nadie que se atreva á afirmar que el nuevo cuerpo será inofensivo

para la salud, conservando casi todos sus elementos constitutivos? Lejos de ser así, los estudios esperimentales que con el deseo de aclarar este importante asunto, hemos hecho, han venido á demostrar que en cuanto al olor de líquidos de naturaleza compleja, como los procedentes de la putrefaccien cadavérica, el cloro, no solo no los destruye tan intensa y prontamente como se creia, sino que forma una especie de olor pútrido clorurado: por cuya razon, entre otras, hemos preferido como primer desinfectante, hasta que esperimentalmente se nos demuestre lo contrario, al gas hiponítrico. El cloro es un deshidrogenante enérgico; no lo negamos, pero en cambio el ácido hiponítrico es á su vez el primer oxigenante conocido.

Por lo demás, el cloro descompone completamente el hidrógeno sulfurado, formando ácido hidroclórico y precipitando azufre, cualidad que comparte, entre otros cuerpos, con el gas hiponítrico; pero con la diferencia notable de que estando este en esceso, peroxida al azufre hasta hacerle pasar á ácido sulfúrico; propiedad de que absolutamente carece el cloro, quien solo se limita á precipitar de la combinacion dicha, á aquel cuerpo simple.

Varios metaloides y metales arden en atmósfera de cloro, como por ejemplo, el arsénico, el fósforo, préviamente inflamado, el antimonio y en fin el cobre.

Importancia médica del cloro. Se han obtenido buenos resultados en la escarlatina y algunas otras flegmasias cutáneas, á dosis diarias de ʒij en ℥ viij de agua; y en las diarreas dependientes de la atonía de la mucosa intestinal. Se ha empleado, aunque sin éxito, en varias epidemias, como en el cólera, vómito negro y en las fiebres tifoideas (1). Su disolucion en el agua, aplicada á las úlceras, facilita la cicatrizacion despues de limpiarlas y haberlas quitado el mal olor.

Mezclado con algunos volúmenes de aire, puede utilizarse á cortas dósis, para escitar el aparato respiratorio, en los casos de páralisis, asfixia etc.

El agua clorurada se administra desde 10 gotas á ʒj diarias en el agua azucarada: para lociones ó inyecciones puede

(1) Esto viene á justificar su inferioridad como desinfectante respecto del ácido hiponítrico.

diluirse el cloro en dos, cuatro ó seis veces su volúmen de agua, segun el uso á que se destina.

Importancia industrial y usos más generales del cloro. Antiguamente se empleaba el cloro de una manera directa, para la industria del blanqueo y aun para la desinfeccion: en la actualidad se usa para el mismo fin un oxácido de cloro (el hipocloroso) compuesto tan instable, que basta la accion del aire para destruirle, dejando el cloro en libertad. En cambio, el cloro es de un uso muy general en los laboratorios, tanto bajo la forma gaseosa, como disuelto en el agua. Tambien se ha usado un aparato particular, fijo y portátil, llamado de Guyton Morvaux, para producir un desprendimiento gradual (á voluntad), del cloro mediante la mezcla antes dicha de sal comun, sobreóxido de manganeso y ácido sulfúrico.

Combinaciones del cloro con el oxígeno.

Las principales combinaciones del cloro con el oxígeno son cinco, á saber:

1.ª Acido hipocloroso $= ClO$
2.ª — cloroso. . . $= ClO^3$
3.ª — hipoclórico $= ClO^4$
4.ª — clórico. . . $= ClO^5$
5.ª — perclórico . $= ClO^7$

De todos estos compuestos, solo ofrecen para nosotros alguna importancia el primero y los dos últimos.

Acido hipocloroso.

Este producto artificial, cuyo símbolo es ClO y su equivalente $= 43,43$, fué aislado por Balard; se obtiene por dos métodos: 1.° haciendo pasar una corriente de cloro seco, á través de un tubo que contenga óxido mercúrico obtenido por precipitacion y desecado: el aparato termina en un matracito de vidrio propio para condensar gases y rodeado de una mezcla frigorífica. En este caso se obtiene líquido el ácido hipocloroso. 2.° Puede prepararse tambien este cuerpo, pero en disolucion acuosa, vertiendo en un frasco lleno de cloro un poco de agua destilada y óxido mercúrico anhidro (precipita-

do rojo); agitando esta mezcla, desaparece el color propio del cloro, á la vez que tambien se decolora una cantidad proporcional de óxido mercúrico, produciéndose el ácido hipocloroso, que queda disuelto en el líquido; la reaccion en ambos casos es la siguiente:

$$\underbrace{HgO}_{\text{Oxido mercúrico.}} + \underbrace{2Cl}_{\text{Cloro.}} = \underbrace{HgCl}_{\text{Cloruro mercúrico.}} + \underbrace{ClO}_{\text{Acido hipocloroso.}}$$

Propiedades del ácido hipocloroso. Obtenido por el primer procedimiento, el ácido hipocloroso, es un líquido rojo de sangre arterial que hierve á 20°; la densidad de su vapor es = 2,997. Su olor es parecido al de una mezcla de cloro y de yodo; muy soluble en agua: un volúmen de esta disuelve 200 de dicho cuerpo. Desorganiza la piel y es un decolorante y oxidante enérgico; propiedad que es debida, no solamente al cloro, sino tambien al oxígeno que posee. En efecto, estando compuesto este ácido de:

			En 100 partes.
1 vol. de cloro. .	2,4400 =	densidad del cloro. . .	81,60
½ — — oxígeno	0,5528	media dens. — oxígen. .	18,40
= á la dens. directa	2,9928		100,00

resulta que un litro de vapor de ácido hipocloroso, formado de un litro de cloro y medio de oxígeno, tiene un poder decolorante igual á dos litros de cloro; y por lo tanto, se comprende perfectamente la preferencia que se dá á este cuerpo respecto del gas cloro, para todos los casos en que deba sustituirle. Por manera que no solamente ha conseguido la Química condensar en poco volúmen (bajo la forma sólida, en los hipocloritos) las propiedades más útiles del gas cloro para la industria, sino que las ha superado con la praparacion tan sencilla como económica del cuerpo que estudiamos, es decir, del ácido hipocloroso: asi que, gracias á este importante invento, ha podido tomar el blanqueo de las telas en Europa, y sobre todo en Inglaterra, la estension que en el dia posee, y que

antes le era de todo punto imposible lograr, en especial al último pais; en razon á necesitar de inmensas praderas, así como de la accion del aire, del sol y de la humedad, para que las materias colorantes sufrieran una especie de fermentacion, en virtud de la que quedara desnaturalizado dicho principio. Por eso en el dia, como dice muy bien el eminente Liebig, al agrupar con su incomparable talento sintético los grandes hechos que en bien de la humanidad ha conquistado nuestra ciencia (véanse sus cartas sobre la Química), el génio del hombre ha condensado, en cierto modo, la accion de los rayos del sol, bajo el producto químico que nos ocupa, tan fácilmente transportable en el estado de hipoclórito de cal, allí donde las necesidades de la industria moderna exijan su importante influencia.

El ácido hipocloroso descompone á la temperatura ordinaria el ácido hidroclórico, produciéndose agua y desprendiéndose cloro, en virtud de la reaccion siguiente:

$$\underbrace{HCl}_{\text{Acido hidroclórico.}} + \underbrace{ClO}_{\text{Acido hipocloroso.}} = \underbrace{HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{2Cl}_{\text{Cloro.}}$$

Varios hechos relativos á la accion oxidante enérgica del ácido hipocloroso, bastante análogos, pero en menor escala, que los que hemos tenido ocasion de estudiar en el ácido hiponítrico, nos hacen creer que su oxígeno preexistirá ozonado, en virtud quizá de la electricidad desarrollada durante la reaccion química que le produjo, á la manera que, en nuestra conviccion, está el oxígeno en el ácido hiponítrico bajo la forma alotrópica mencionada. Veremos si nuevos datos esperimentales, recogidos en la interesante historia de este cuerpo, corroboran ó destruyen en lo porvenir nuestro juicio sobre el particular.

Hasta el dia no se ha usado el ácido hipocloroso libre y puro para ninguna de las aplicaciones dichas anteriormente; solo se emplean con este fin las combinaciones de él con las bases, constituyendo los compuestos conocidos con el nombre científico de *hipocloritos*, ó con la acepcion vulgar de *cloruros decolorantes*.

Acido cloroso.

Este compuesto tiene por fórmula ClO^3 y su equivalente es $= 59,43$. Se obtiene calentando á la tempepatura de 50° una mezcla de 3 partes de ácido arsenioso, 4 de clorato de potasa y 12 partes de ácido nítrico diluido en 4 veces su peso de agua: pulverizado préviamente el ácido arsenioso y el clorato potásico, y formada con el intermedio del agua necesaria una pasta líquida, se agrega en seguida el ácido nítrico diluido, se introduce la mezcla en la retorta y se procede á la operacion como dejamos dicho. Hé aquí la reaccion que en este caso origina al ácido cloroso.

$$\underbrace{KO,ClO^5}_{\text{Clorato potásico.}} + \underbrace{NO^5,HO}_{\text{Acido nítrico normal.}} + \underbrace{AsO^3}_{\text{Acido arsenioso.}} =$$

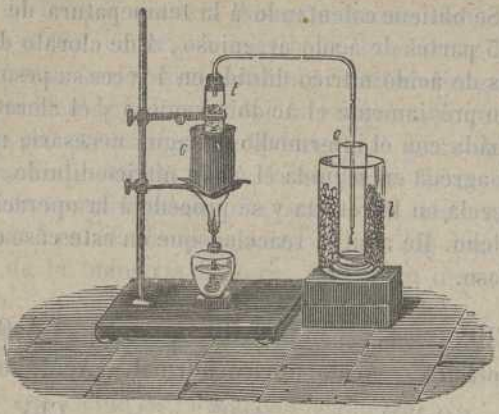
$$= \underbrace{KO,NO^5}_{\text{Nitrato potásico.}} + \underbrace{AsO^5}_{\text{Acido arsénico.}} + \underbrace{ClO^3}_{\text{Acido cloroso.}}$$

Propiedades del ácido cloroso. El ácido cloroso, es un gas amarillo verdoso, de olor fuerte é irritante; decolora con intensidad las sustancias colorantes: su densidad es $= 2,646$; no se liquida aun cuando se le someta á un frio de 20°. Bastante soluble en agua, constituyendo una disolucion de color amarillo oscuro, dotada de la propiedad de manchar la piel en amarillo; muchos metaloides, entre ellos el azufre, selenio, fósforo, etc., le descomponen con explosion. No tiene usos de importancia.

Acido hipoclórico.

Este cuerpo, cuyo símbolo es ClO^4 y el equivalente $=$ 67,43, es difícil y bastante peligroso de preparar por la facilidad con que se descompone con explosion: para obtenerle, se introduce en un tubo de vidrio de 12 á 15 centímetros de largo y de 1 de ancho, cerrado por uno de sus estremos, clorato potásico fundido y groseramente pulverizado y ácido sulfúrico concentrado. Hecho esto, se adapta al tubo un corcho provisto de otro tubo que comunique con una campana rodeada de una

mezcla frigorífica: por último, conviene colocar el tubo dentro de un baño de agua, á fin de moderar la accion del calor, segun indica la adjunta figura.



(Fig. 75).

t tubo en donde se halla contenida la mezcla del clorato y de ácido sulfúrico.
c baño metálico con agua (baño de María).
e campana á donde llega el gas que ha de condensarse.
b vaso con la mezcla frigorífica.

Para obtenerle en disolucion, puede emplearse el mismo clorato potásico, pero con ácido oxálico en vez del sulfúrico.

Deben tomarse las mayores precauciones en la preparacion de este cuerpo, pues lo general es que se descomponga con explosion á los pocos instantes de ser puesto en libertad, mediante la accion del ácido sulfúrico sobre el clorato potásico.

Propiedades del ácido hipoclórico. Es un gas amarillento condensable bajo la forma de un líquido rojo que hierve á 20°. Su carácter dominante es formar, en presencia de las bases, un clorato y un clorito, como vimos lo efectuaba el ácido hiponítrico; es decir, que no es, como le sucede á éste, un verdadero ácido (no hay hipocloratos) sino que puede ser considerado como una mezcla de los dos ácidos de cloro mencionados; en efecto:

$$\underbrace{2ClO^4}_{\text{Acido hipoclórico.}} = \underbrace{ClO^3}_{\text{Acido cloroso.}} + \underbrace{ClO^5}_{\text{Acido clórico.}}$$

Acido clórico.

El ácido clórico tiene por símbolo ClO^5 y su equivalente es $= 75,43$: se obtiene haciendo actuar el ácido hidrofluosilícico; sobre una disolucion concentrada del clorato potásico. Se forma un precipitado gelatinoso de hidrofluosilicato de potasa, y el ácido queda en disolucion: se filtra y concentra éste en el vacío, despues de haberle purificado, eliminando alternativamente el esceso del cuerpo precipitante, por medio de la barita, y esta por la cantidad suficiente de ácido sulfúrico.

Propiedades del ácido clórico. Es un líquido siruposo de color amarillento, si bien este matiz es debido á algo de gas cloro que tiene en disolucion: á 40° se descompone en ácido perclórico y cloroso; en efecto:

$$\underbrace{2ClO^5}_{\text{Acido clórico.}} = \underbrace{ClO^7}_{\text{Acido perclórico.}} + \underbrace{ClO^3}_{\text{Acido cloroso.}}$$

El ácido clórico, es á la vez oxigenante y decolorante; vertiendo algunas gotas de este cuerpo sobre papel, y calentando éste suavemente, le carboniza al punto, llegando algunas veces hasta la combustion: casi todos los cuerpos fácilmente oxigenables ó compuestos de elementos combustibles, sufren por su accion alteraciones que demuestran su enérgica propiedad comburente; así que el azufre y el fósforo se inflaman á su contacto y los ácidos sulfuroso y fosforoso pasan al estado de ácidos sulfúrico y fosfórico, á la manera que lo verifican bajo la accion del ácido hiponítrico. Se usa, pues, este cuerpo como agente de oxigenacion poderoso, y tambien como reactivo de las sales de potasa, segun veremos en el lugar correspondiente.

Acido perclórico.

Este cuerpo tiene por fórmula ClO^7 y su equivalente es $=$ 94,43: es el compuesto más estable de esta série, lo cual no

deja de ser raro tratándose de cuerpos tan semejantes en sus acciones químicas como el cloro y el oxígeno y siendo además la combinacion más compleja; cuando es un principio general en química que tanto es más fijo y permanente un compuesto cuanto menor número de átomos le constituyen.

Por lo demás, el ácido perclórico se prepara de una manera semejante á la que acabamos de indicar respecto del ácido clórico, esto es, tratando el perclorato potásico por el ácido hidrofluosilícico, con la sola diferencia de que en vez de concentrar el resultado de esta reaccion en el vacío puede destilarse en una retorta: á los 200° próximamente, comenzará á desprenderse este cuerpo, el que se recogerá en un recipiente de vidrio perfectamente seco.

Propiedades del ácido perclórico. En su máximum de concentracion, que es como resulta destilado, es un líquido incoloro que hierve á 140° y cuya densidad es = 1,65: su estabilidad hace que sea inactivo á la temperatura ordinaria en contacto de los ácidos inferiores y de los cuerpos combustibles: lo cual corrobora nuestra opinion relativa á la mayor accion enérgica del ácido hiponítrico respecto del nítrico, por la movilidad más grande en que aquel tiene el oxígeno ozonizado. Destilado con el ácido sulfúrico, se descompone en parte, quedando otra bajo la forma de ácido perclórico anhidro cristalino y fusible á 45°. Se usa tambien como reactivo de las sales de potasa.

RESUMEN.

1. El cloro fué descubierto por Scheele en 1774: en un solo esperimento descubrió este célebre químico 3 cuerpos á saber: el *cloro, manganeso y bario.*

2. El cloro tal como nosotros le conocemos en nuestros laboratorios, es un producto artificial que puede obtenerse por cualquiera de los métodos siguientes: 1.° mediante la accion del ácido hidroclórico sobre el sobreóxido de manganeso; 2.° por las reacciones químicas que tienen lugar entre el sobreóxido de manganeso, cloruro de sodio (sal comun) y el ácido sulfúrico; por supuesto empleando estos cuerpos en las debi-

das proporciones (partes iguales de sal y sobreóxido y dos partes de ácido); 3.° y en fin, destilando en una retorta de barro y á una temperatura conveniente, una mezcla de sal comun, sobreóxido de manganeso y sulfato de magnesia desecado.

Cuando solo se trate de preparar pronto el gas cloro, puede preferirse el primer método. No es permanente el gas cloro; puede liquidarse.

3. El gas cloro es un decolorante enérgico, si bien rara vez se emplea libre para este efecto sino bajo la forma de ácido hipocloroso, desprendido, por ejemplo, del hipoclórito de cal. La accion decolorante del cloro, se esplica por su afinidad por el hidrógeno y por una sobreoxigenacion de las sustancias orgánicas debida al oxígeno libre: el cloro es un gas incomburente y por lo tanto irrespirable; asi que, debe evitarse su accion sobre el aparato respiratorio, pues de lo contrario puede ocasionar accidentes graves. Su inyeccion en el sistema venoso produce instantáneamente la muerte. En medicina se aplica á la curacion de la escarlatina y algunas otras flegmasias cutáneas. Disuelto en el agua se emplea en el tratamiento de las úlceras de mal carácter. Tambien se usa el cloro como desinfectante; pero, en nuestra opinion es mucho ménos enérgico en esta propiedad que el gas hiponítrico.

4. El cloro se disuelve en el agua y forma á + 8° un hidrato ($Cl + 10HO$) que sirve para preparar el cloro líquido: el agua saturada de cloro, posee todas las propiedades del gas. Se obtiene por el método ordinario y empleando el aparato de Woulf. Debe guardarse en frascos oscuros y al abrigo de la luz solar, porque los rayos químicos de esta (violeta) ejercen accion enérgica sobre la disolucion acuosa clorurada, descomponiéndola más ó menos completamente en muy poco tiempo.

5. Varios hechos especiales relativos á las propiedades del cloro, hacen sospechar si este cuerpo ofrecerá tambien uno ó más estados alotrópicos semejantes á los que hemos estudiado en otros metaloides.

6. El cloro se combina con el oxígeno y forma 5 oxácidos, á saber: 1.° ácido hipocloroso; 2.° cloroso; 3.° hipoclórico; 4.° clórico; 5.° perclórico. El primero (ClO) se obtiene haciendo pasar cloro á través del óxido mercúrico obtenido por precipitacion y desecado: es un líquido de color rojo de sangre arte-

rial, muy volátil y que goza de un poder decolorante doble que el gas cloro; por eso se emplea con preferencia á este, desprendido de los hipocloritos. El 4.° y 5.° es decir, los ácidos clórico (ClO^5) y perclórico (ClO^7) que son despues de él los más importantes, se obtienen tratando sucesivamente el clorato y perclorato potásico, en disolucion concentrada, por el ácido hidrofluosilícico, filtrando y evaporando el líquido, el primero en el vacío y el segundo por destilacion á 200°.

LECCION DECIMASESTA.

ACIDO CLORHÍDRICO.—Su composicion, fórmula, sinonimia y equivalente.—Su obtencion.—1.º Por medio del cloruro sódico y del ácido sulfúrico.—Teoría de la reaccion.—Propiedad del ácido gaseoso.—Preparacion del agua saturada de ácido clorhídrico.—Sus usos.—Combinacion del cloro con el azufre.—Su estudio.—Combinacion del cloro con el nitrógeno.—Su estudio.—Agua régia.—Su composicion, fórmula y equivalente.—Su preparacion, por la accion recíproca del ácido nítrico é hidroclórico.—Teoría de la reaccion.—Sus propiedades.—Sus usos.—Resúmen:

Sin perjuicio de desarrollar en el lugar correspondiente (al hablar de las sales) la interesante cuestion de los hidrocloratos y cloruros, bueno es indicar aquí, que cuando Lavoisier propuso el nombre de oxígeno (= engendrador de ácidos) á este cuerpo simple, solo se conocian una clase de ácidos, los oxácidos, creyéndose además por todos los químicos, arrastrados por la vista de águila del grande restaurador de la Química moderna; en primer lugar, que poseyendo todos los oxácidos el oxígeno, él era, en cierto modo, el engendrador de ellos; y en segundo, que las sales estaban constituidas por la combinacion de un ácido con una base. Estudiado despues con pertinaz empeño el ácido hidroclórico (ácido tan enérgico como los más poderosos oxácidos) por los químicos franceses, con el deseo de descubrir en él la presencia del oxígeno, y no habiéndoles sido posible hallar la menor huella de este elemento, bien se deja entender que debió introducir esta circunstancia una profunda modificacion en la creencia de los partidarios de las doctrinas del gran maestro, toda vez que por una parte ya existian ácidos poderosos sin oxígeno, y por otra sales que no estaban constituidas por ácidos y bases, sino por dos cuerpos simples, metal el uno, y metaloide el otro; y con la particularidad de que en ninguna éste era el oxígeno. Por manera que el descubrimiento de los hidrácidos ha dejado falseada hasta cierto punto la opinion que guió á

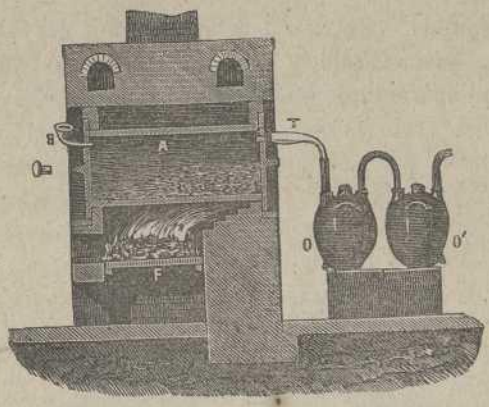
Lavoisier á dar al principio vital la denominacion de oxígeno, así como tambien la que le sugirió la definicion propuesta por él y todavía aceptada por algunos químicos, relativa á las sales. En nuestra humilde opinion, hacen muy bien los químicos en pagar este homenage de respeto y admiracion á Lavoisier, conservando el oxígeno el nombre que lleva, por más que no justifique en rigor su etimología, así cómo tambien obran debidamente aceptando, con ciertas modificaciones, la definicion de las sales propuestas por el sábio químico citado, porque hasta en los errores suelen los grandes hombres dejar alguna huella de verdad, que más ó menos tarde puede producir un beneficio real en el progreso de la ciencia. Pero volvamos al ácido hidroclórico.

El ácido hidroclórico, denominado desde muy antiguo *ácido marino ó muriático*, fué conocido ya de los alquimistas: Basilio Valentin le describió en sus escritos con el nombre de *espíritu de sal*, proponiendo para obtenerle, destilar una mezcla de sal marina y de vitriolo. Boyle aconsejaba para el mismo fin, someter á un calor elevado una mezcla de limaduras de hierro, sal comun y agua; y por último, Glaubero simplificó la manera de preparar dicho ácido, haciendo actuar, en un aparato destilatorio, el aceite de vitriolo (ácido sulfúrico) sobre la sal comun; cuyo método es el que todavía se sigue en la actualidad. En 1772, Priestley recogió por vez primera el ácido hidroclórico sobre el mercurio, y demostró la identidad del gas con el agua saturada del mismo.

El ácido hidroclórico existe en la naturaleza, bien sea desprendido de antiguos volcanes, aun con cierta actividad, ó bien en varios rios (rio Vinagre de la América del Sur) y en algunos manantiales.

Métodos de obtencion. 1.° Desde la fabricacion de la barrilla artificial, por el método de Leblanc, esto es, descomponiendo el sulfato de sosa por el carbonato de cal, es tal la abundancia de ácido hidroclórico en el comercio, como resíduo de la preparacion en grandísima escala, del sulfato de sosa, mediante la accion del ácido sulfúrico sobre la sal comun, que es muy bajo el precio del ácido clorhídrico en casi todos los centros industriales y aun hay algunos en que se tira por no tener valor alguno en aquella localidad.

Por lo demás, la obtencion del ácido hidroclórico, puede considerarse bajo el punto de vista industrial, ó bien tal como comunmente se prepara en los laboratorios de química: en el primer caso se hace uso de un aparato semejante al que indica la presente figura:



(Fig. 76.)

A cilindro de fundicion de hierro colocado sobre un horno apropósito, y en el que se han introducido, mediante el embudo móvil *B*, un equivalente de sal comun y otro de ácido sulfúrico normal.

T tubo conductor del gas ácido hidroclórico desprendido.

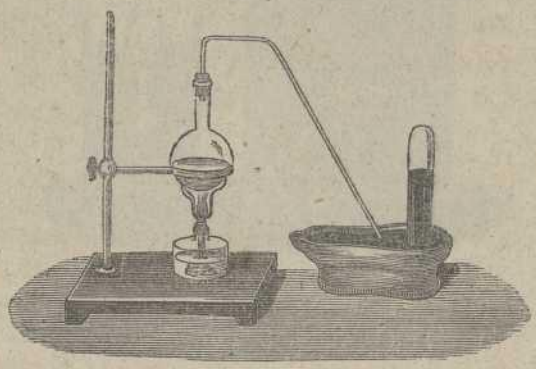
o o' série de botijones de gres, casi llenos de agua y puestos en comunicacion entre sí por medio de tubos encorbados y hechos de la misma tierra silícea refractaria.

La reaccion que aquí, como en todos los casos en que se hallan en contacto la sal comun y el ácido sulfúrico, tiene lugar, es muy sencilla: el equivalente de agua del ácido sulfúrico se descompone en oxígeno é hidrógeno, mientras que la sal comun se desdobla tambien en sódio y cloro; este con el hidrógeno forman el ácido hidroclórico, que se disuelve en el agua de los botijones, mientras que el oxígeno se une con el sódio, constituyendo óxido sódico, ó sosa, que se combina con

el ácido sulfúrico, formando sulfato sódico, que queda como residuo, segun indica la reaccion siguiente:

NaCl	+	SO^3HO	=	HCl	+	NaO,SO^3
Sal comun.		Acido sulfúrico.		Acido hidroclórico.		Sulfato de sosa.

Método segundo. En cuanto á la obtencion del ácido clorhídrico en pequeña escala, y bajo la forma de gas, puede hacerse uso del aparato que indica la presente figura; pero te-



(Fig. 77).

niendo cuidado de emplear la sal comun fundida y en pedazos gruesos, y en fin, el ácido sulfúrico incoloro: puede utilizarse tambien en vez del ácido sulfúrico, el bisulfato sódico (residuo de la obtencion del nitro), pero cuidando que no haya nada de nitrato en él por descomponer. Segun ya indica la figura, debe recibirse el gas sobre el mercurio.

Método tercero. En fin, puede obtenerse el ácido hidroclórico destilando á una elevada temperatura, dentro de una retorta de barro, una mezcla de dos partes de sulfato de magnesia eflorecido ó desecado, y una de sal comun: el agua básica ó de combinacion de la sal de la higuera (sulfato magnésico) se descompone y lo mismo hace la sal comun; el sódio de esta con el oxígeno de aquella forman óxido sódico, que se apodera del ácido sulfúrico del sulfato magnésico anhidro, para for-

mar sulfato de sosa; mientras que á su vez el cloro y el hidrógeno producen ácido hidroclórico que se desprende.

La mangnesia queda como residuo, mezclada al sulfato sódico fundido; la reaccion general es la siguiente:

$$\underbrace{NaCl}_{\text{Cloruro sódico.}} + \underbrace{MgO,SO^3HO}_{\text{Sulfato magnésico.}} = \underbrace{NaO,SO^3}_{\text{Sulfato sódico.}} + \underbrace{HCl}_{\text{Acido hidroclórico.}} + \underbrace{MgO}_{\text{Magnesia.}}$$

Tratado el resíduo por agua, el sulfato sódico se disuelve mientras que la magnesia queda como insoluble: por manera, que basta la simple decantacion para eliminar ambos cuerpos.

Propiedades del ácido hidroclórico. Se presenta bajo la forma de un gas incoloro y no permanente, supuesto que puede liquidarse á la presion de 40 atmósferas, ó bien por la influencia de un frio muy intenso: puesto en contacto de la atmósfera esparce abundantes y densos vapores incoloros, debidos á la grande avidez que este gas tiene por el vapor acuoso existente en ella y que el ácido hidroclórico condensa. Sometiendo la mano á una atmósfera de gas clorhídrico, se nota una impresion de calor que proviene de la condensacion del gas determinada por la ligera capa de humedad que cubre la mano; en efecto, es sabido que todo gas que se condensa desprende calórico, cuya cantidad está en razon directa de la del gas condensado: ahora bien, un volúmen de agua puede absorber 500 veces su volúmen de gas hidroclórico á 0° y 460 á + 20°; por consiguiente, se comprende muy bien por qué se esperimenta una impresion de calor cuando se deja espuesta la mano á la influencia del gas clorhídrico. Esta misma solubilidad, tan considerable del gas hidroclórico, hace que sea expuesto introducir dentro de una cápsula de porcelana llena de agua, una campana de él seco y puro; en razon á que es tan rápida su solubilidad, que el agua precipitada con ímpetu á llenar el vacío resultante por esta causa en la vasija, puede chocar contra las paredes de la campana, romperla y herir al operador: es, pues, prudente hacer el esperimento tomando con un lienzo la referida campana, llena del gas de que tratamos. Si en vez de esta demostracion de la solubilidad estraordinaria del gas en el agua, queremos dar al hecho mayor

atractivo para los alumnos, puede llenarse un matráz de gas y colocando en su cuello un tubo de vidrio de cierto diámetro (un centímetro) abierto por un estremo y estirado irregularmente por el otro á la lámpara, y de manera á formar unas prolongaciones capilares, sucede que llenando dicho tubo de mercurio y tapando con un corcho la estremidad abierta, bastará invertir convenientemente el aparatito dentro de una cápsula de porcelana, llena de agua, para que destapando el corcho caiga el mercurio y el agua se lance en forma de vistoso surtidor dentro del matráz á reemplazar el vacío ocasionado por la rápida é intensa disolucion del gas en el agua.

La densidad del gas clorhídrico es = 1,245. Un litro de este gas pesa 1gr.,618. Partiendo de la densidad de este gas, puede deducirse su composicion, y admitir que está formado de volúmenes iguales de cloro y de hidrógeno sin condensacion: en efecto,

		En 100 partes.
Media densidad de hidrógeno. . . . =	0,0347 . . =	2,75
— — cloro. . . . . =	1,2107 . . =	97,25
Densidad teórica. . .	1,2454	100,00

Segun se ve, la densidad teórica es exactamente la misma que la hallada por la experiencia: por consiguiente, el gas ácido hidroclórico está constituido por volúmenes iguales de hidrógeno y cloro sin condensacion; hecho que se demuestra poniendo en contacto á la luz difusa, ambos volúmenes en exacta medida, pues pasado cierto tiempo desaparecen, hallándose en su lugar la suma de ellos convertidos en ácido hidroclórico. Siendo los equivalentes del hidrógeno y del cloro igual á dos volúmenes de estos cuerpos, resulta que el ácido hidroclórico estará representado en equivalentes por:

$$\left.\begin{array}{l} 2 \text{ vol. de H} = 1 \text{ equiv. de hidród.} \\ 2 \text{ — — Cl} = 1 \text{ — — cloro.} \end{array}\right\} = 4 \text{ vol. de HCl} = 1 \text{ equival. de ácido hidroclórico.}$$

Este es para nosotros el primer compuesto resultante de la combinacion de dos gases, sin que haya condensacion: en efecto, hasta aquí hemos visto que el agua, el hidrógeno sulfurado y el ácido sulfuroso, proceden todos de la combinacion de tres volúmenes reducidos á dos, á saber:

2 vol. hidrógeno. . . . . . 1 — oxígeno.	= 2 vol.	de vapor de agua.
2 — hidrógeno. . . . . . 1 — azufre (vapor á + 1000°)	= 2 —	gas sulfhídrico.
2 — oxígeno. . . . . . 1 — vapor azufre (v. á 1000°)	= 2 —	gas sulfuroso.

La condensacion entre un número desigual de volúmenes gaseosos, parece, pues, que no es debida á la casualidad; y tanto es así, que hasta el dia no se conocen escepciones á la regla siguiente: *cuando los gases se combinan por volúmenes desiguales, hay constantemente condensacion;* pero en cambio, se conocen á la siguiente regla general: *el volúmen de una combinacion gaseosa, es igual á la suma de los volúmenes de los gases componentes, si los volúmenes de estos son iguales entre sí.*

Agua saturada de ácido hidroclórico. Con el equivocado nombre de ácido hidroclórico liquido (esta acepcion debe reservarse para el gas condensado hasta la forma liquida) se conoce una disolucion acuosa de ácido hidroclórico, que se obtiene saturando el agua destilada por el gas procedente de la reaccion ya expuesta anteriormente; el aparato es de Woulf, es decir, el mismo que ya hemos usado en otras ocasiones para idéntico objeto.

El agua sobresaturada de ácido hidroclórico es un liquido incoloro, fumante al aire húmedo, que marca 22° en el areómetro de Baumé, siendo su densidad en este caso = 1,21, lo que corresponde á la fórmula HCl,6HO: abandonada al aire esparce abundantes vapores, segun ya hemos dicho, y se volatiliza una parte del gas y queda rebajada su densidad á 1,12; en cuyo caso la fórmula es = HCl,12HO. Por lo tanto, debe evitarse el destapar á menudo los frascos que contengan esta disolucion, toda vez que, como dejamos dicho, se debilita hasta quedar reducida á la mitad de su concentracion máxima.

Purificacion del ácido hidroclórico del comercio. Las sustancias estrañas que ordinariamente acompañan al ácido hidroclórico del comercio son:

1.° Las materias salinas contenidas en el agua de los botijones.

2.° El ácido sulfuroso procedente de la accion que las sus-

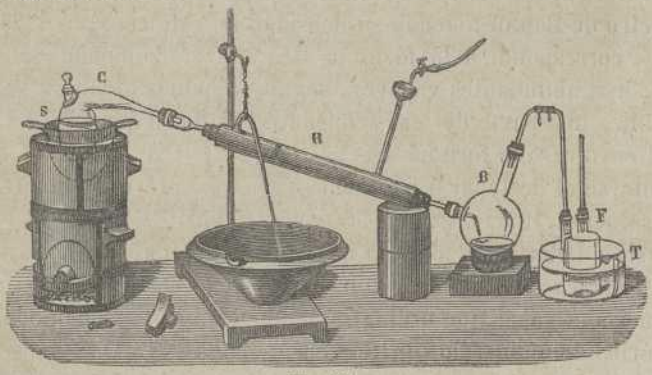
tancias breosas (añadidas á la sal industrial para evitar el contrabando) ejercen sobre el ácido sulfúrico.

3.° El cloruro férrico procedente de la accion ocasionada por el ácido hidroclórico sobre el hierro del cilindro.

4.° El cloruro de arsénico dependiente del ácido súlfido, que con frecuencia es arsenical, cuando ha sido preparado por medio de las piritas de hierro.

5.° El ácido sulfúrico arrastrado mecánicamente durante la destilacion.

Con el objeto de hacer pasar el ácido sulfuroso y el clorido de arsénico, á ácido sulfhido el primero y á sulfuro arsénico el segundo, menos volátiles que los anteriores, y más fáciles de eliminar por lo tanto, mediante la destilacion ulterior, se echa en el ácido clorhídrico impuro cierta cantidad de sobreóxido de manganeso, hasta que se caracterice por el olor la presencia del cloro libre, con lo que el gas sulfuroso habrá pasado á sulfúrico: hecho esto, se vierte en el ácido en cuestion, cloruro ferroso, que absorbiendo el cloro pasará á férrico; en seguida, se añade sucesivamente agua de barita y sulfuro de bario, que transformarán el ácido sulfúrico y el clorido de arsénico en sulfato barítico y en sulfuro de arsénico. En fin, decantado el líquido se introducirá en una retorta tubulada y se procederá á su destilacion, armando un aparato semejante al que indica la presente figura, y que consta de las piezas siguientes:



(Fig. 78).

C retorta tubulada y tapada con un tapon esmerilado: dentro de ella se va echando el ácido hidroclórico impuro.

S baño de arena fina, para regularizar la accion del calor.
R aparato refrigerante.
B matráz en donde se condensa el líquido que destila.
F frasco en donde se halla el agua pura que disuelve el ácido que se desprende durante la destilacion, y cuyo peso debe ser los $^{30}/_{100}$ del ácido que se destila.
T cápsula de vidrio (puede ser un barreño) con agua fria para facilitar la condensacion del gas.

Accion general del ácido hidroclórico sobre los óxidos metálicos. A fin de facilitar más tarde (al hablar de las sales) las interesantes teorías de los cloruros é hidrocloratos, creemos conveniente indicar brevemente en este sitio, pero con la mayor claridad posible, la reaccion que todos los hidrácidos en general, y por lo tanto el ácido hidroclórico, originan, puestos en contacto con los óxidos metálicos, bien sean los correspondientes á la fórmula general MO (= 1 equivalente de radical metálico, por otro de base), ó bien los que pueden designarse con la fórmula M^2O^3 (= 2 equivalentes de radical metálico por 3 equivalentes de base). Dicha reaccion queda reducida á descomponerse recíprocamente el óxido y el hidrácido; y uniéndose el oxígeno del primero, con el hidrógeno del segundo, formar agua mientras que libres el radical metálico y el metaloide del hidrácido, se combinan, constituyendo una sal haloidea, segun expresa la siguiente ecuacion; y para que sea más clara, formularemos antes la accion de dichos hidrácidos sobre los metales. Supongamos que el hidrácido en cuestion sea el hidroclórico:

1.° Accion del ácido hidroclórico sobre los metales.

$$\underbrace{M}_{\text{Metal.}} + \underbrace{HCl}_{\text{Acido hidroclórico.}} = \underbrace{MCl}_{\text{Cloruro metálico.}} + \underbrace{H}_{\text{Hidrógeno.}}$$

2.° Accion del ácido hidroclórico sobre los óxidos metálicos de la fórmula general MO.

$$\underbrace{MO}_{\text{Oxido metálico.}} + \underbrace{HCl}_{\text{Acido hidroclór.}} = \underbrace{HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{MCl}_{\text{Cloruro metálico.}}$$

3.° Accion del ácido hidroclórico sobre los óxidos metálicos de la fórmula general M^2O^3.

$$\underbrace{M^2O^3}_{\text{Sesquióx. metálico.}} + \underbrace{3HCl}_{\text{Ac. hidroclor.}} = \underbrace{3HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{M^2Cl^3}_{\text{Clor. metálico.}}$$

Importancia médica del ácido hidroclórico. Concentrado, es venenoso dando lugar á todos los accidentes producidos por los venenos irritantes: es decir, secadez extraordinaria de la boca y del exófago, dolores epigástricos, vómitos, inflamacion del estómago é intestinos, pulso extremadamente frecuente, un delirio casi contínuo. Se combate dicho envenenamiento administrando al paciente magnesia diluida en agua y mejor aun agua de jabon. Respecto á su empleo en medicina, se usa para la preparacion de pediluvios ó maniluvios irritantes: unido á tres ó cuatro veces su peso, con miel, sirve para curar las ulceraciones escorbúticas etc.; diluido en agua se aplica en gargarimos.

Importancia industrial y más principales usos del ácido hidroclórico. El ácido hidroclórico se emplea particularmente para la obtencion del cloro y de los cloruros desinfectantes (hipocloritos); se usa además para la estraccion del tegido orgánico de los huesos en la preparacion de la gelatina (1), ablandamiento de marfil, preparacion de las aguas gaseosas, del agua régia, de casi todos los cloruros, y en fin, es uno de los reactivos más habitualmente empleados en los laboratorios de química, en especial para descubrir la presencia de la plata en las disoluciones salinas.

Agua régia.

Se llama *agua régia*, á una mezcla de 3 partes de ácido hidroclórico y de 2 partes de ácido nítrico, calentada á 86°: debe su nombre á la propiedad que posee de disolver los metales nobles, y entre todos al *rey de ellos, al oro*. La reaccion

(1) Segun que se quiera retardar ó acelerar el ablandamiento de los huesos hasta su conversion en sustancia gelatinoidea, asi se deberán emplear las proporciones del ácido, y este más ó menos concentrado: mi querido amigo el ilustrado cuanto modesto y estudioso profesor de anatomía de la Facultad de Medicina, D. Rafael Martinez y Molina, emplea con dicho objeto 2 partes de ácido concentrado, pero no fumante, para 1 de huesos.

que tiene lugar al contacto de ambos ácidos, puede espresarse por la ecuacion siguiente:

$$\underbrace{HCl}_{\text{Acido hidroclórico.}} + \underbrace{NO^5HO}_{\text{Acido nitrico.}} = \underbrace{2HO}_{\text{Agua}} + \underbrace{NO^4}_{\text{Acido hiponitrico.}} + \underbrace{Cl}_{\text{Cloro.}}$$

Propiedades del agua régia. Líquido de color rojizo, de olor á cloro; ácido muy enérgico y corrosivo (es un poderoso cauterio, sobre todo para la destruccion de virus), obra como oxidante y clorurante á la vez en el más alto grado; ablanda los huesos en muy poco tiempo, y hasta destruye el principio gelatinoideo de ellos antes de las 24 horas de contacto, entre dicho líquido y los huesos. Sometida á la destilacion el agua régia, se desprende un vapor rojo liquidable á — 10°, y cuya composicion corresponde á la fórmula $=NO^2Cl^2$. Se denomina *ácido hipocloronitrico*, y á él se atribuyen por algunos las propiedades disolventes, relativamente al oro, del agua régia.

Parece ser que además del empleo del agua régia para disolver el oro y el platino, se usa con grande éxito en los Estados-Unidos para cauterizar prontamente las mordeduras de animales venenosos é hidrofóbicos; sobre lo que llamamos con todo interés la atencion de los facultativos españoles.

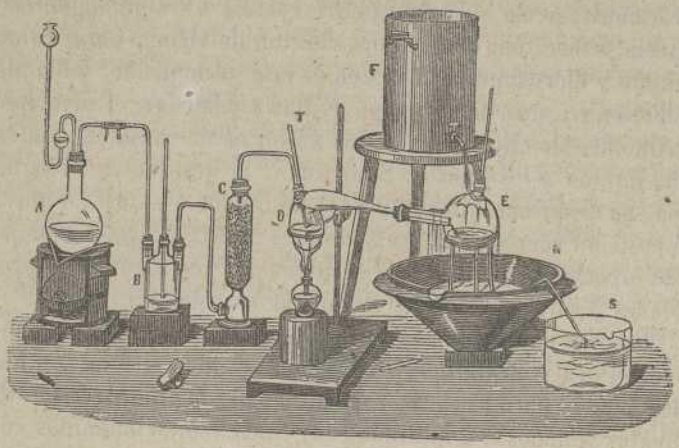
Combinaciones del cloro con el azufre.

Se conocen tantos compuestos del cloro con el azufre, cuantos hemos estudiado de dicho cuerpo y el oxígeno; pero de todos ellos ninguno ofrece verdadero interés científico, por no prestarse hasta el dia á aplicacion alguna de importancia, si se esceptúa al clorido sulfuroso ó protocloruro de azufre, usado para preparar la goma volcanizada ó caoutchouc volcanizado, por cuyo tratamiento conserva de un modo permanente este producto orgánico su importantísima propiedad elástica que le caracteriza; por lo tanto, diremos cuatro palabras acerca del cloruro sulfuroso, y prescindiremos de los demás compuestos de azufre y cloro.

Clorido sulfuroso (=protocloruro de azufre.)

Este cuerpo, cuyo símbolo es S^2Cl, y el equivalente =

67,43, se obtiene haciendo pasar una corriente muy lenta de cloro lavado y seco al interior de una retorta en donde haya azufre fundido y calentado á una temperatura entre 125° á 130°; el cuello de la retorta debe enchufar en un recipiente tubulado, mantenido constantemente á la influencia de un chorro de agua fria. La adjunta figura dá una idea bastante



(Fig. 79.)

exacta de la disposicion de este aparato constituido de las piezas siguientes:

A matráz que contiene la mezcla que ha de producir la corriente lenta del cloro.

B frasco de locion, con un poco de agua para lavar el gas.

C frasco cilíndrico con pié y lleno de cloruro cálcico fundido para desecar el gas.

D retorta tubulada suspendida por un sosten y calentada por una lampara de alcohol: en el interior de esta retorta se halla el azufre.

T termómetro para marcar la temperatura, que no debe esceder de 130°.

E matráz tubulado á donde destila el clorido sulfuroso.

F cubo con llave y lleno de agua para mantener un chorro de ella sobre el recipiente condensador *E*.

R barreño que recoge el agua que gotea del recipiente *E*.

S vasija destinada á recoger el agua escedente del barreño.

El producto obtenido en el recipiente, posee un esceso de azufre arrastrado por la volatilizacion: se purifica de él destilándole nuevamente, por cuyo sencillo medio, el protocloruro de azufre mucho más volátil, pasa y se condensa en el recipiente, mientras que el azufre queda como residuo fijo en la retorta.

Propiedades del clórido sulfuroso. Es un líquido amarillento y fumante al aire; de un olor fétido y cuya densidad es = 1,628; hierve á 139°; la densidad de su vapor es = 4,668, lo cual indica que un volúmen de este cuerpo, en el estado de vapor, está formado de:

1 vol. de cloro.	= 2,440
1 — — vapor de azufre (= á + 1000°). .	= 2,218
	4,658

ó bien de:

1 — — cloro.	= 2,440
$^1/_3$ — — vapor de azufre (= á 500°). . .	= 2,218
	4,658

Es un disolvente de ciertos metaloides, como el azufre, selenio y fósforo: sus elementos cloro y azufre están retenidos con una fuerza de combinacion muy débil.

Clorido de nitrógeno ó cloruro de ázoe.

Este cuerpo, cuyo símbolo es NCl^3 y el equivalente = 49,43, fué descubierto por Dulong en 1812; se forma haciendo actuar el cloro en esceso sobre el amonio, ó una sal amoniacal cualquiera. Para obtenerle sin riesgo (es eminentemente explosivo), se coloca un embudo de bastante capacidad de manera qua el tubo de él penetre como hasta la mitad en una cápsula que contenga mércurio; hecho esto, se vierte en la parte más ancha, primero, una disolucion concentrada de sal comun y luego otra de sal amoniaco, y en fin, se hace pasar á través de esta última el cloro. Parece ser que á medida

que se vá formando el cloruro, cae al fondo y queda en la disolucion de la sal comun; luego se separa tapando con un dedo la abertura del embudo y trasladando los líquidos á los frascos respectivos: aun suponiendo que todo esto sea exacto, es tal la facilidad con que explota este producto temible, que aquí, como ya en otra ocasion lo hicimos (véase la pág. 174), aconsejaremos como lo más prudente el evitar su formacion, pues varios químicos, entre ellos el mismo Dulong, han sido heridos más ó menos gravemente por este cuerpo.

Respecto á sus propiedades, diremos que es un líquido oleaginoso, de color amarillo y de olor picante, su densidad es = 1,653. Puede ser destilado á la temperatura de 71° sin que se altere; hierve á 93° y entre 96 y 100° (por lo general aun á la temperatura ordinaria) se descompone con explosion.

RESUMEN.

1. El cloro se combina con el hidrógeno, constituyendo un hidrácido denominado ácido muriático marino, espíritu de sal, y en fin, ácido hidroclorico ó clorhídrico, conocido ya de los alquimistas, supuesto que Basilio Valentin da una fórmula para obtenerle (calcinando una mezcla de sal comun y de vitriolo). Se prepara por el procedimiento propuesto y seguido por Glaubero, á saber, destilando una mezcla de sal comun y de ácido sulfúrico: en la fabricacion del sulfato de sosa, mediante la accion del ácido sulfúrico sobre la sal comun, resulta como producto accesorio este ácido; y de ahí el poco valor que tiene en los centros industriales, habiendo punto en que hasta se tira dicho cuerpo en razon de su mucha abundancia y falta de aplicacion. El ácido hidroclórico existe en la naturaleza, bien sea desprendido bajo la forma gaseosa de antiguos cráteres ó bien disuelto en agua en ciertos rios y manantiales.

2. El ácido hidroclórico es un gas ácido, cáustico y fumante al aire en razon de su afinidad por la humedad: es muy soluble en agua; un volúmen de esta, disuelve 50° volúmenes á 0° y 460° á + 20°. La disolucion acuosa y concentrada del ácido hidroclórico es tambien fumante, marca 22° en el areómetro de Baumé y posee en general todas las propiedades del gas.

3. Es uno de los venenos mas irritantes. Puede administrarse al enfermo como uno de los mejores antídotos el agua de jabon. En medicina se emplea para la preparacion de pediluvios, en la curacion de las ulceraciones escorbúticas, etc.

4. La accion del ácido hidroclórico sobre los óxidos metálicos, como la de todos los hidrácidos se reduce á descomposicion recíproca entre el óxido y el hidrácido, formacion de agua y de una sal haloidea, segun la ecuacion general siguiente: *MR*

$$\underbrace{MO}_{\text{Acido metálico.}} + \underbrace{HR}_{\text{Hidrácido.}} = \underbrace{HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{MR}_{\text{Sal haloidea:}} = \left\{ \begin{array}{l} \textit{Puede ser:} \\ \text{un fluoruro.} \\ \text{— cloruro..} \\ \text{— bromuro.} \\ \text{— yoduro...} \\ \text{— cyanuro..} \end{array} \right.$$

5. Se dá el nombre de agua régia á una mezcla de ácido hidroclórico y nítrico, formada por tres partes del primero para dos del segundo y que entre várias propiedades posee la de disolver el oro, denominado por los antiguos el mas noble de los metales, ó sea el rey de ellos. Parece ser que las principalas propiedades del agua régia, entre otras la de ser un cauterio infalible para destruir toda clase de virus, son debidas á un compuesto que preexiste en ella y se aisla, cuya composicion está expresada por la fórmula $= NO^2Cl^2$ y ha recibido el nombre de ácido hipocloro-nítrico, por ser hasta cierto punto el ácido hiponítrico, en el que dos equivalentes de oxígeno han sido sustituidos por dos de cloro.

6. El cloro se combina con el azufre en varias proporciones: el compuesto más importante es el clórido sulfuroso, ó protocloruro de azufre (S^2Cl), líquido amarillento y muy volátil, que se obtiene haciendo atravesar una corriente de gas cloro por azufre fundido: sirve para preparar la goma elástica, ó cautchouc, volcanizado.

7. En fin, el cloro se combina tambien con el nitrógeno, formando un líquido amarillento, oleaginoso, que tiene por fórmula NCl^3: es un cuerpo muy explosivo, y por lo tanto peligroso; así que debe evitarse con el mayor cuidado su formacion. Se origina siempre que actúa el cloro, en esceso, sobre el amoniaco ó una sal amoniacal cualquiera.

5. Es uno de los venenos más irritantes. Puede administrarse al interno como uno de los mejores antídotos el agua de jabon. En medicina se emplea para la preparacion de pediluvios, en la curacion de las ulceraciones escorbúticas, etc.

4. La accion del ácido hidroclórico sobre los óxidos metálicos, como la de todos los hidrácidos se reduce á descomposicion recíproca entre el óxido y el hidrácido, formacion de agua y de una sal haloidea, segun la ecuacion general siguiente: MO

$$\underset{\text{Acido metálico.}}{MO} + \underset{\text{Hidrácido.}}{HR} = \underset{\text{Agua.}}{HO} + \underset{\text{Sal haloidea.}}{MR} = \left\{\begin{array}{l} \text{— cloruro.} \\ \text{— bromuro.} \\ \text{— yoduro.} \\ \text{— cyanuro.} \end{array}\right.$$

5. Se dá el nombre de agua regia á una mezcla de ácido hidroclórico y nítrico, formada por tres partes del primero para dos del segundo y que entre varias propiedades posee la de disolver el oro, denominado por los antiguos el mas noble de los metales, ó sea el rey de ellos. Parece ser que las principales propiedades del agua regia, entre otras la de ser un cáustico infalible para destruir toda clase de virus, son debidas á un compuesto que preexiste en ella y se aisla, cuya composicion está expresada por la fórmula = NO^2Cl^2 y ha recibido el nombre de ácido hipoclóro-nítrico, por ser hasta cierto punto el ácido hiponítrico, en el que dos equivalentes de oxígeno han sido sustituidos por dos de cloro.

6. El cloro se combina con el azufre en varias proporciones: el compuesto más importante es el clórido sulfuroso, ó protoclóruro de azufre (S^2Cl), líquido amarillento y muy volátil, que se obtiene haciendo atravesar una corriente de gas cloro por azufre fundido: sirve para preparar la goma elástica, ó cauchouc, volcanizado.

7. En fin, el cloro se combina tambien con el nitrógeno, formando un líquido amarillento, oleaginoso, que tiene por fórmula NCl^3: es un cuerpo muy explosivo, y por lo tanto peligroso; así que debe evitarse con el mayor cuidado su formacion. Se origina siempre que actúa el cloro, en exceso, sobre el amoniaco ó una sal amoniacal cualquiera.

LECCION DÉCIMASÉPTIMA.

BROMO.—Su fórmula y equivalente.—Su obtencion, descomponiendo el bromuro de sódio por medio del sobreóxido de manganeso y el ácido sulfúrico, ó el sulfato de magnesia.—Teoria de la reaccion.—Propiedades del bromo y usos más principales.—ACIDO BRÓMICO.—Su obtencion y propiedades.—ACIDO BROMHÍDRICO.—Su preparacion mediante bromo, fósforo y agua.—Sus propiedades.—BROMUROS DE AZUFRE.—Su obtencion y propiedades.—YODO.—Historia de su descubrimiento.—Su existencia y obtencion del yoduro sódico ó potásico, mediante el ácido sulfúrico ó el sulfato de magnesia y el sobreóxido de manganeso.—Sus propiedades y usos mas importantes.—Sulfhidrometria.—ACIDO YÓDICO.—Su obtencion y propiedades.—ACIDO HIDROYÓDICO.—Su obtencion mediante yodo, fósforo y agua.—Sus propiedades.—YODURO DE NITRÓGENO.—Separacion y caracteres.—SULFURO Y CLORURO DE YODO.—Modo de producirlos, é indicacion de sus propiedades más notables.—ACIDO HIDROFLUORICO.—Su obtencion, por el ácido sulfúrico y el fluoruro de calcio. Sus propiedades.—Breves ideas acerca del grabado sobre el vidrio.—Resúmen.

Bromo.

Es tal la analogia que existe entre los cuerpos alógenos (engendradores de sales) *cloro*, *bromo*, *fluor* y *cianógeno*, asi como tambien en sus respectivos compuestos, que estudiado uno con los debidos detalles, tanto aislado como en sus combinaciones con el oxígeno é hidrógeno, segun lo hemos hecho respecto del cloro, podemos decir que conocemos todos los demás; por consiguiente, seremos muy breves en el estudio de estos últimos cuerpos simples y sus respectivos compuestos, por la razon expuesta.

El bromo fué descubierto en 1826 por Balard, en las aguas madres de los productos salinos procedentes de la incineracion de varias especies de varechs (algas) arrojadas á las playas por las olas del Mediterráneo, en varios puertos marítimos del mediodia de la Francia: tiene por fórmula *Br*, siendo su equivalente = 80. Varias aguas madres de las salinas esta-

blecidas en los puertos de mar meridionales, suministran tambien bromo en más ó menos cantidad: de entre todas las aguas, las del mar Muerto parece que son hasta el dia las más ricas en bromo, supuesto que segun Boussingault un metro cúbico contiene $2^{gr.},6$ á $3^{gr.},4$ de bromo en el estado de bromuro de magnesio. El bromo existe, pues, en la naturaleza combinado, bien sea con el sodio ó con el potasio, y especialmente con el magnesio: tambien se encuentran bromuros metálicos; entre ellos el de plata. La atmósfera del mar y la que rodea las costas, contiene bromo libre, sobre todo durante el estío, debido á la descomposicion de las algas por la accion combinada del aire, la temperatura y la humedad; en este caso, puede suponerse que reduciendo el carbono é hidrógeno de dichas sustancias, los bromuros, dejan estos en libertad el bromo en cuyo caso se volatiliza y difunde, con la divisibilidad que le caracteriza en la atmósfera.

Obtencion del bromo. Las diferentes operaciones que en definitiva pueden suministrar el bromo son las siguientes:

1.ª Incineracion de las algas y demás plantas marítimas que mediante un tanteo prévio contengan bromuros.

2.ª Lixibiacion de las cenizas; evaporacion de la disolucion salina, despues de acidulada con ácido sulfúrico hasta eliminar por cristalizacion, cada vez más apurada, los yoduros (primero cristalizar los cloruros; luego los sulfatos, despues los yoduros, y en fin, quedan los bromuros).

3.ª Hacer pasar una corriente de cloro á través de estas aguas madres, pero procurando no poner el gas en esceso á fin de no perder bromo bajo la forma de cloruro de bromo.

4.ª Tratar por éter ó por sulfuro de carbono el agua del recipiente saturada de bromo, y agitar hasta que se formen dos capas, una que contiene el bromo y otra el agua, ó el disolvente volátil. Acto contínuo se separan ambos líquidos por un embudo de llave enteramente igual al que indica la figura 42 de la pág. 312.

5.ª Neutralizar la disolucion de bromo por la potasa ó sosa cáustica, en disolucion concentrada, hasta que desaparezca el color rojo del líquido bromurado.

6.ª Evaporar hasta sequedad, y calcinar luego el producto salino, en un crisol de porcelana, con el objeto de con-

vertir todo él en bromuro, descomponiendo el bromato producido en virtud de la reaccion siguiente:

$$\underbrace{6Br}_{\text{Bromo.}} + \underbrace{6KO}_{\text{Potasa.}} = \underbrace{KO,BrO^5}_{\text{Bromato potásico.}} + \underbrace{5KBr}_{\text{Bromuro de potasio.}}$$

7.ª Descomponer en aparato destilatorio, una mezcla de bromuro potásico ó sódico, sobreóxido de manganeso y ácido sulfúrico ó sulfato magnésico; la reaccion es en un todo semejante á la que produce el cloro; en efecto:

$$\underbrace{KBr}_{\text{Bromuro potásico.}} + \underbrace{MnO^2}_{\text{Sobreóxido de manganeso.}} + \underbrace{2SO^3HO}_{\text{Acido sulfúrico.}} =$$

$$= \underbrace{KO^5,SO^3}_{\text{Sulfato potásico.}} + \underbrace{MnO,SO^3}_{\text{Sulfato manganoso.}} + \underbrace{2HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{Br}_{\text{Bromo.}}$$

En la industria, se concentran las aguas madres de las sosas de varechs, y despues de haber extraido por cristalizacion los yoduros, se destilan con sobreóxido de manganeso y ácido sulfúrico, recibiendo el bromo resultante sobre el ácido sulfúrico de 64°, á fin de evitar toda pérdida y la nociva accion de sus vapores.

Propiedades del bromo. Es un líquido rojo oscuro, cristalizable á — 20° en masa hojosa y agrisada: hierve á 63° y posee un olor muy desagradable, del que toma origen su nombre; la tension de su vapor es muy fuerte: basta verter unas gotas de él en un matráz de mucha capacidad, para que al punto se tiña de un vapor rojizo, muy parecido al de los gases nitroso é hiponítrico. Se distingue de estos en el olor, su solubilidad en el éter, y sobre todo, por el olor á marisco que se produce tratando los vapores de bromo por flor de azufre; su densidad es = 2,91 y la de su vapor es = 5,39. Un litro de vapor de bromo pesa 7 gramos: mancha la piel de amarillo, y la desorganiza; destruye las materias orgánicas, como el añil, tornasol, tinta, etc., lo que prueba su afinidad por el hidrógeno. Es difusivo y muy venenoso en ciertas dósis. Inyectado en el sistema venoso de los animales á la dósis

de 10 á 12 gotas, determina la muerte con una rapidez extraordinaria. Como antídoto de bromo, puede administrarse la magnesia: se forma bromuro magnésico compuesto, que aunque no completamente inofensivo, es sin embargo menos activo que el bromo, se le hace beber despues una gran cantidad de agua caliente al enfermo á fin de escitar el vómito y que se disuelva dicho bromuro.

Importancia y usos más principales del bromo. El bromo, y sobre todo los bromuros, se emplean con mucha frecuencia en la fotografía y en la medicina: segun la práctica de Ozonam, el bromo es un poderoso específico para combatir las afecciones pseudo-membranosas de los órganos de la respiracion (angina gangrenosa, croup ó garrotillo, etc.) (1). Es además de un continuo uso en las investigaciones de la Química orgánica; así que bajo las hábiles manos de Wurtz, Hoffhmann y Berthellot, ha sido un agente poderoso de nuevos desdoblamientos moleculares que han permitido obtener multitud de cuerpos nuevos, ensanchando por lo tanto cada vez más el importante estudio de dicha ciencia.

Acido brómico.

Aunque en vista de la analogía del bromo con el cloro, debiera suponerse que existian tantos compuestos de aquel y de oxígeno, como forma el cloro con este cuerpo simple, ello es lo cierto que solo se conoce bien el ácido brómico, de que diremos cuatro palabras, por carecer de uso alguno importante. Se obtiene descomponiendo una disolucion concentrada y caliente de bromato de barita por el ácido sulfúrico: se filtra el líquido y evapora en el vacío hasta consistencia de jarabe. Es un líquido incoloro, descomponible con suma facilidad por los oxácidos, y aun por los líquidos neutros, como el alcohol y éter.

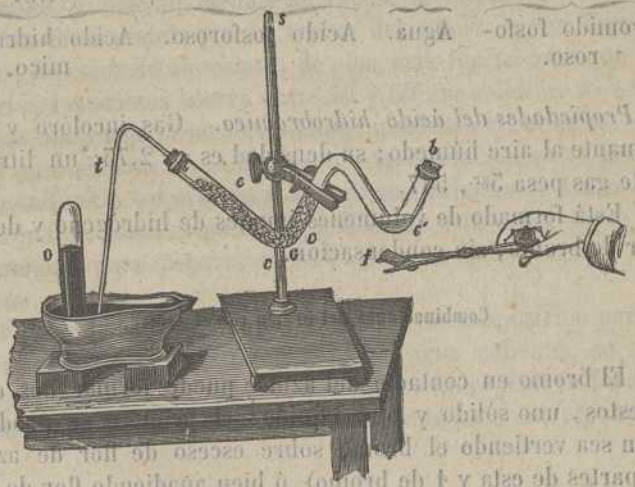
---

(1) La fórmula que hasta ahora ha dado mejores resultados es: tres gotas de bromo en media libra de agua potable (mejor destilada), agitar en la oscuridad y taparla con un trapo: se dá de hora en hora una cucharadita de madera. Tambien es bueno el uso del rapé para hacer estornudar á los niños, y además provocar una revulsion, mediante un pincel empapado en agua régia en la region exterior de la laringe. Esto en un caso extremo.

Acido hidrobrómico.

El ácido hidrobrómico ó bromhídrico, cuyo símbolo es *HBr*, y su equivalente es = 129, no puede obtenerse puro por el procedimiento general de los hidrácidos, esto es, mediante la reaccion de un bromuro, el ácido sulfúrico, ó el sulfato de magnesia; porque al propio tiempo que se desprende el ácido hidrobrómico, vá mezclado de vapores de bromo, debidos á la reduccion parcial del bromuro, y de los que es muy difícil separar al hidrácido que nos ocupa.

Obtencion del ácido hidrobrómico. Para prepararle, se introduce en un tubo de vidrio doblado en espiral, en primer lugar, bromo, y despues pedazos alternantes de fósforo y de vidrio humedecido; hecho esto, se calienta con un carbon encendido la parte del tubo en donde se halla el bromo, y en fin, se recoge el gas resultante sobre el mercurio, segun indica la adjunta figura, que consta de las piezas siguientes:



(Fig. 80).

c parte del tubo encorvado en donde están los pedazos de fósforo mezclados con los fragmentos de vidrio humedecido.

e, *e*, punto del tubo en donde se hallan los pedazos de vidrio humedecido.

c' curvatura en donde se halla el bromo.
b tapon que cierra la extremidad libre del tubo.
t tubo conductor por el que se desprende el gas ácido brombídrico.
o campana invertida llena de mercurio á donde llega el gas.
s sosten del aparato.
f carbon encendido para calentar el bromo.

Respecto á la reaccion, en virtud de la que se produce el ácido hidrobrómico, es muy sencilla: el bromo se combina con el fósforo formando bromido fosforoso que se descompone al contacto del agua, á la vez que lo efectúa esta tambien en sus dos factores; el oxígeno, se une al fósforo produciendo ácido fosforoso, que queda en disolucion; mientras que el hidrógeno se combina con el bromo, originando el ácido hidrobrómico, que se recoje en la campana colocada sobre la cuba de mercurio. Hé aquí la fórmula correspondiente á la reaccion indicada.

$$\underbrace{PhBr^3}_{\text{Bromido fosforoso.}} + \underbrace{3HO}_{\text{Agua.}} = \underbrace{PhO^3}_{\text{Acido fosforoso.}} + \underbrace{3HBr}_{\text{Acido hidrobrómico.}}$$

Propiedades del ácido hidrobrómico. Gas incoloro y muy fumante al aire húmedo; su densidad es = 2,73; un litro de este gas pesa 3gr., 547.

Está formado de volúmenes iguales de hidrógeno y de vapor de bromo, sin condensacion.

Combinaciones del bromo con el azufre.

El bromo en contacto del azufre puede formar dos compuestos, uno sólido y otro líquido: el primero se produce, bien sea vertiendo el bromo sobre esceso de flor de azufre (2 partes de esta y 1 de bromo), ó bien añadiendo flor de azufre á la tintura etérea de bromo hasta que desaparezca todo el color que le es propio y haya un ligero esceso de azufre.

Hecho esto, se decanta el líquido y se funde el compuesto formado, lo que se verifica con mucha facilidad á una temperatura entre 60 á 80°, y acto continuo se vacia sobre una cap-

sulita de porcelana caliente, pues se solidifica con facilidad á una temperatura de 15 á 20°. Obtenido de este modo el bromido sulfuroso, es una sustancia sólida, amarillo-rojiza, cristalizable en agujas prismáticas, insoluble en agua; soluble parcialmente en éter, descomponible abandonada á sí misma, y bajo la influencia de la luz, quedando un bromuro cristalizado, cada vez mas pobre en bromo. Su propiedad característica es el olor intenso que posee muy parecido al marisco: lo que nos hace presumir, si este compuesto modificado en el organismo formará parte quizá de los elementos inmediatos de dichos animales; confirmándonos en ello la circunstancia de que por la incineracion de algunas especies, como por ejemplo, la carne de las langostas y la de las ostras, hemos evidenciado en los líquidos concentrados, el bromo entre sus principios elementales. Este bromido sulfuroso, parece corresponder á la fórmula = S^2Br.

El segundo compuesto de bromo y azufre, se obtiene poniendo en recíproco contacto partes iguales de bromo y de flor de azufre, ó bien añadiendo un esceso de bromo á estas, y despues eliminándole por la accion del calor: es un líquido rojizo, de color de chocolate, de olor más fuerte aun que el anterior á marisco, hierve entre 50 y 60°; se solidifica á — 10° en una masa rojo oscura cristalina; insoluble en el agua, soluble parcialmente en el éter: si á esta disolucion se le añade ácido sulfúrico, se producen abundantes vapores de ácido hidrobrómico, hasta el punto de poder ser este hecho base de un método para peparar el hidrácido de dicho cuerpo halógeno.

Vertiendo este sulfido de bromo (cuya composicion parece corresponder á la fórmula SBr^2) sobre agua caliente, se descomponen ambos cuerpos produciéndose hidrógeno sulfurado, ácido bromhídrico y sulfúrico. No tiene todavia uso alguno.

Yodo.

En 1811, habia en París un modesto industrial llamado Courtois, que se ocupaba de utilizar las sales procedentes de la incineracion de los varechs: y con el fin de neutralizar la alcalinidad del carbonato de sosa suministrado por la evapo-

racion de las mismas, trató las aguas madres procedentes de la cristalizacion de dichas sales, por cierta cantidad de ácido sulfúrico, y al hacerlo, hubo de llamarle la atencion el desprendimiento de unos hermosos vapores violetas, destacados de unas partículas grises y como aceradas, que se depositaban por lo general en la caldera, á la que además atacaban de una manera visible. Courtois comunicó estas observaciones á Clement, y este leyó la primera Memoria, acerca del referido cuerpo, ante la Academia de ciencias de Paris, el 6 de diciembre de 1813: en fin, á Gay-Lussac se debe el verdadero estudio químico completo, sobre este interesante cuerpo, que además de venir con su aparicion á reforzar poderosamente el arsenal médico y á dar una idea verdadera del por qué de la accion de ciertos medicamentos, ha sido el fundamento del daguerreotipo y fotografía; una de las más bellas conquistas con que puede vanagloriarse, y con razon, la inteligencia humana en el presente siglo.

Por lo demás, el yodo es uno de los cuerpos más abundantes en la naturaleza, sobre todo en el agua del mar, en donde existe en el estado de yoduro sódico, potásico, cálcico y magnésico. Tambien se ha caracterizado, en cierta proporcion notable, en el aire del mar y en el de las costas, así como tambien en ciertos manantiales minerales, frios y termales: existe igualmente originando varios yoduros metálicos.

El yodo está constituyendo, en union con las bases, yoduros alcalinos y térreos que forman parte integrante de ciertas rocas: las aguas del mar disuelven estos yoduros, para nutrir con ellos ciertos animales y plantas marítimas (algas) que los mismos mares llevan despues á las plantas del hombre, en las playas, para que este las recoja y saque de ellas el principio bienhechor que ha de curar ciertas dolencias, ó el agente maravilloso que permite dejar indeleble en un pedazo de vidrio ó de papel, la imágen del hombre ó los monumentos creados por la inspiracion del artista. No todas las algas dan igual proporcion de yoduros, y por consiguiente de yodo, en sus cenizas: las que más producen son las del género *fucus*.

Withelaud, hábil industrial de Glasgow, las clasifica por su riqueza en el rendimiento de yodo, de la manera siguiente:

1.°	Fucus dijitatus.	=	100
2.°	— bulbosus.	=	65
3.°	— saccharinus..	=	35
4.°	— serratus.	=	20
5.°	— nodosus.	=	15

Obtencion del yodo. El procedimiento para obtener el yodo es en lo esencial, muy semejante al que hemos descrito anteriormente, al hablar del bromo, á saber:

1.° Incineracion de las plantas marítimas que más indicios hayan dado de él mediante un ensayo prévio.

2.° Disolucion de las cenizas y evaporacion del líquido ácido para separar los cloruros sódico y potásico, asi como tambien los sulfatos, que son los que primero cristalizan.

3.° Añadir peróxido de manganeso y ácido sulfúrico, ó sulfato de magnesia, á las aguas madres, y destilar en aparato conveniente.

La reaccion en este caso, es enteramente igual á la que producen el cloro y el bromo en idénticas circunstancias; en efecto:

$$\underbrace{KI}_{\text{Yoduro potásico.}} + \underbrace{MnO^2}_{\text{Sobreóxido de manganeso.}} + \underbrace{2SO^3,HO}_{\text{Acido sulfúrico.}} =$$

$$= \underbrace{KO,SO^3}_{\text{Sulfato potásico.}} + \underbrace{MnO,SO^3}_{\text{Sulfato manganoso.}} + \underbrace{2HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{I}_{\text{Yodo.}}$$

Puede obtenerse tambien el yodo, tratando las aguas madres por una mezcla de sulfato ferroso y cúprico: la reaccion que tiene lugar es la siguiente: el sulfato ferroso pasa, á espensas del oxígeno y ácido sulfúrico de la sal cúprica, á sulfato férrico; el yoduro se descompone tambien, originándose óxido potásico ó sódico (segun sea el yoduro) á espensas de la sal cúprica reducida, y uniéndose con parte del ácido sulfúrico de esta, forma sulfato alcalino; mientras que el cobre se une con el yodo y forma yoduro cuproso insoluble. Recogido el yoduro cuproso, se destila con sobreóxido de manganeso, en aparatos apropósito, con lo que se produce óxido cúprico y manganoso que quedan como residuo, mientras que el yodo se volatiliza y condensa en el recipiente.

Para mayor inteligencia de la reaccion, la representaremos en dos periodos indicados, mediante las siguientes fórmulas.

Primer periodo.

$$\underbrace{2FeO,SO^3}_{\text{Sulfato ferroso.}} + \underbrace{2CuO,SO^3}_{\text{Sulfato cúprico.}} + \underbrace{KI}_{\text{Yoduro potásico.}} =$$

$$= \underbrace{KO,SO^3}_{\text{Sulfato potásico.}} + \underbrace{(Fe^2O^3 + 3SO^3)}_{\text{Sulfato ferroso neutro.}} + \underbrace{Cu^2I}_{\text{Yoduro cuproso.}}$$

Segundo periodo.

$$\underbrace{Cu^2I}_{\text{Yoduro cuproso.}} + \underbrace{2MnO^2}_{\text{Sobreóxido de manganeso.}} = \underbrace{2CuO}_{\text{Oxido cúprico.}} + \underbrace{2MnO}_{\text{Oxido manganoso.}} + \underbrace{I}_{\text{Yodo.}}$$

Propiedades del yodo. El yodo es un cuerpo sólido á la temperatura ordinaria, su olor es especial y recuerda un tanto el del cloro y bromo; su color es gris metálico, semejante en casos al de la plombagina y en otros parecido al hierro especular: cristaliza fácilmente por sublimacion en láminas romboidales, ó en voluminosos y bien determinados octaedros de la misma forma geométrica, abandonnado al contacto del aire, una disolucion concentrada de yodo en el ácido hidroyódico. El vapor de yodo es de un bellísimo color violeta, como puede observarse proyectando algunos fragmentos de él en un matráz de cierta capacidad y caliente; la tension de su vapor es muy sensible, aun en frio, lo que se justifica esponiendo á cierta distancia de una masa de yodo, bien sea una placa de plata pulimentada, ó bien un grabado: en este caso la placa de plata se cubre superficialmente de un color amarillento ó violeta (yoduro de plata), mientras que á su vez las partes oscuras del grabado, ó las salientes de un dibujo en relieve, condensan una ligera capa de yodo. Si despues de ejecutado esto, se colocan los grabados ó dibujos sobre el papel almidonado y humedecido, aparecerán, reproducidos sobre el papel, dichos objetos. La densidad del yodo sólido es $= 4,948$; se funde á 107° y hierve próximamente á 175°; la densidad de su vapor es $= 8,716$. Un litro de vapor de yodo pesa $11^{gr.},30$.

El yodo mancha la piel de amarillo oscuro, lo mismo que el bromo; pero una disolucion alcalina hace desaparecer dicha mancha.

Accion sobre la economía animal y terapéutica del yodo. Si el yodo se halla en cantidad considerable y el contacto se prolonga por mucho tiempo, las sustancias orgánicas se alteran y el yodo se transforma en ácido hidroyódico: inyectado en las venas produce la muerte casi instantáneamente (quizá esto es debido á la accion que ejerce en el cerebro y médula espinal). Administrado á la dosis de ʒj ocasiona, primeramente, un malestar general, náuseas, un calor sofocante con dolores agudos en el epigastrio, vómitos espontáneos de un líquido amarillento, que tiene gusto á yodo, otras veces los vómitos no tienen lugar, pero entonces los dolores se desarrollan con más fuerza: la menor presion en el epigastrio es intolerable. Si la dosis es considerable, se debilita el pulso, la cefalalgía es estrema y sobrevienen movimientos convulsivos. Debe provocarse en estos casos el vómito, administrando vasos de agua tibia cada tres minutos. No se conoce antídoto para este cuerpo. Segun Orfila, no obra como tóxico, sino despues de haberse transformado en ácido hidroyódico á espensas del hidrógeno del agua y de los tegidos animales. En dosis moderadas como las que se emplean en terapéutica, produce en la economía animal dos efectos muy distinsos, á saber: 1.° Locales, que son todos escitantes é irritantes. 2.° Absorbido por las vias respiratorias, por la piel ó por la membrana gastro intestinal, da lugar á efectos generales; es decir, á una escitacion general. En efecto, la circulacion se hace más activa, aumenta la temperatura de la piel, cubriéndose de erupciones exantemáticas, las cuales toman el carácter de prúsigo y de eczema, si el medicamento continúa por mucho tiempo. La secrecion de la orina se aumenta á no ser que los sudores sean muy abundantes. Pasados algunos dias desde que se administró el yodo, el apetito se aumenta extraordinariamente y las funciones digestivas se verifican con regularidad. El insomnio es tambien un síntoma de su administracion prolongada.

Se ha empleado el yodo en medicina como emenagogo, y para combatir los infartos; en esta afeccion se han obtenido magníficos resultados, igualmente que en un gran número de

variedades de la escrófula. Se afirma haber obtenido buen éxito en otras muchas enfermedades, sobre todo en la hidropesía ascítica; pero todas las curas que se le atribuyen están lejos de ser generalmente admitidas.

Se emplea la tintura de yodo diluida en agua y en compresas para combatir los infartos en general y en los casos de hidrócele. Para ʒ onzas de agua se agregan i, ij, iij, ó ʒvi de dicha tintura, aplicándose una ú otra de esta dosis segun las circunstancias. Es necesario, para que el medicamento produzca su efecto, que esperimenten los enfermos una sensacion de calor bastante viva, aunque soportable, aumentándose la dosis gradualmente. Este tratamiento, que debe suspenderse si se desarrolló algun dolor, por lo general no dura más que un mes. Se administra interiormente el yodo desde la octava parte de un grano hasta un grano, dos veces al dia: esta cantidad es la más grande que puede recetarse sin peligro. Su mejor preparacion es disolverlo en el agua, en la que se habrá ya antes disuelto el doble de yoduro potásico, que la cantidad de yodo, que debe administrarse; por ejemplo, para ℥viij de agua destilada, se emplearán desde $^3/_4$ de grano, 1 grano, $1^1/_2$ grano, 2 granos, y en fin, $2^1/_2$ granos de yoduro potásico. El tratratamiento empieza por $^1/_2$ grano de yodo, aumentando cada 15 dias, hasta que llegue á 2 granos. Este líquido no debe azucararse hasta el momento de ser bebido, sin lo cual pierde su color, que es amarillo-naranja. Exteriormente se emplea en pomada, cuyo color es como de madera, segun la cantidad mayor ó menor de yodo que entre en su composicion.

El agua le disuelve en la proporcion de $^1/_{700}$; el alcohol y éter le disuelven en mayor proporcion. El sulfuro de carbono y la bencina ejercen sobre el yodo la misma propiedad que los líquidos mencionados, y aun quizá en grado todavía mayor: la disolucion del yodo en el sulfuro de carbono, es de un hermoso color violeta, lo cual permite quizá caracterizarle en ciertas ocasiones. Cuando el yodo se halla en presencia, aun en pequeñísima cantidad (una millonésima parte de yodo) de una disolucion, de almidon, hace aparecer al punto una coloracion azul intensa, de yoduro de almidon, que es una especie de laca colorante que tiene varios usos, entre ellos para la medicina. Debemos hacer observar aquí, que para que el yo-

duro de almidon se produzca, es indispensable que el yodo esté en libertad, sin cuya circunstancia, es de todo punto inútil agregar disolucion de engrudo á todos los compuestos de yodo bien definidos y puros.

Sulfhidrometria.

El yodo, lo mismo que el cloro y el bromo, descompone el hidrógeno sulfurado, formando ácido hidroyódico y quedando en libertad cierta porcion de azufre, que se precipita, segun expresa la siguiente ecuacion:

$$\underbrace{HS}_{\text{Hidrógeno sulfurado.}} + \underbrace{I}_{\text{Yodo.}} = \underbrace{HI}_{\text{Acido hidroyódico.}} + \underbrace{S}_{\text{Azufre.}}$$

Esta propiedad ha sido utilizada, no solo para obtener de una manera sencilla ácido hidroyódico, en disolucion, sino que al propio tiempo ha proporcionado el medio de calcular con toda exactitud la cantidad de hidrógeno sulfurado existente en las aguas llamadas vulgarmente sulfurosas. En efecto, si se vierte dentro de un líquido hidrosulfurado (en cuya masa se haya introducido préviamente un poco de engrudo de almidon) una disolucion alcohólica, pero muy diluida, de yodo, las primeras porciones de este reaccionarán con el ácido sulfhídrico, transformándole en hidroyódico, que no ejerce accion alguna sobre el almidon; pero en el momento en que todo el hidrógeno sulfurado, haya sido descompuesto, el yodo libre actuará sobre la fécula, dando origen al yoduro de almidon, dotado, segun hemos dicho, de un hermoso color azul característico. Por consiguiente, es muy fácil calcular la cantidad de hidrógeno sulfurado contenida en una agua sulfurosa, haciendo uso de una disolucion alcohólica normal de yodo, es decir, pudiendo descomponer proporciones determinadas de ácido hidrosulfúrico, ulteriormente deducidas por la cantidad de yodo empleada y en relacion siempre con el principio fundamental, formulado al comenzar este importante asunto.

Expuesta ya la reaccion química, en que dicha aplicacion

práctica descansa, vamos á resumir los detalles operatorios en las reglas siguientes:

1.ª Desecar á la temperatura de 50° en la estufa de Gay-Lussac, de que dá una idea la figura adjunta, una media onza de cristales de yodo, puro, colocados dentro de una capsulita de porcelana.

(Fig. 81).

Respecto á la descripcion de esta estufa, diremos que es una caja por lo regular de cobre, y formada de paredes dobles, con el objeto de llenar de agua, aceite, etc., el espacio que queda entre ellas; *a*, es una abertura que dá paso á un termómetro destinado á marcar la temperatura á que se opera; por último, cerrada la portezuela de la estufa, se coloca esta sobre un hornillo de mano y se gradúa el calor segun se desee, añadiendo ó quitando carbones encendidos.

2.ª Cuando ha perdido toda la humedad el yodo, se pesan 2gr., de él y se vierten en un frasco bien seco y con tapon esmerilado; hecho esto, se miden con un tubo graduado en centímetros cúbicos 100 divisiones de alcohol, que representen $^1/_{10}$ de litro y se introducen en el frasco en donde está el yodo, lavando con dicho líquido el tubito de vidrio en donde se pesó aquel, en la balanza, y no directamente, á fin de evi-

tar la accion que sobre los platillos y cruz de ella ejerce el referido cuerpo simple.

3.ª Preparar el decocto de almidon con una dósis de fécula, como de una cucharada de café, disuelta en un poco de agua fria é incorporada despues á una cuarta parte de litro de agua hirviendo y sosteniendo, en fin, esta temperatura por espacio de 8 minutos.

4.ª Tomar el sulfhidrómetro de Dupasquier (inventor de este método analítico) de que dá una idea la figura adjunta y

(Fig. 82).

que segun se vé, consiste en un tubo de vidrio *a b*, de 12 á 14 milímetros de diámetro interior, que lleva soldado en su parte inferior otro tubo *d* mucho más estrecho y encorvado paralelamente al primero, rematando hácia su estremidad en forma de pico. Esta campanita, que los franceses llaman *burette*, y que nosotros aceptaremos desde ahora, bajo el nombre de *bureta*, interin la Academia de la lengua nos da la acepcion castiza con que debe designarse este instrumento, está dividido en mitades de centímetros cúbicos trazados inversamente, esto es, principiando en la parte superior donde se marca *cero*, y continuando en órden descendente. Cada 10 rayitas corresponden á 1 grado, y cada grado representa 0gr.,014 miligramos de yodo.

Hecho esto, no hay más que proceder á la práctica del procedimiento, y para que se fijen más aun las ideas, pongamos un ejemplo esperimental cualquiera; supongamos que vamos á analizar el agua mineral de Archena.

Se mide con un tubo graduado, 1/4 de litro de dicha agua, y se vierte dentro de un vaso de vidrio de fondo plano colo-

cado sobre un papel blanco: (véase la figura adjunta) acto

(Fig. 83).

continuo, se agrega como una cucharada de la disolucion de almidon, preparada segun antes digimos, se agita bien todo y llena la bureta hasta el cero de la disolucion alcohólica normal de yodo, se vá vertiendo gota á gota, y con precaucion sobre el agua mineral almidonada, hasta tanto que aparezca la coloracion azul bien determinada y uniforme en toda la masa.

Suponiendo ahora que en este ensayo, se han gastado 7 rayitas del sulfhidrómetro, es claro que 4 veces el volúmen de agua ensayada, ó 1 litro de ella, necesitarán 28 rayitas ó divisiones de la tintura normal de yodo (= 2,8 grados).

Por manera, que la cantidad de yodo que en resúmen se gasta en este ensayo, es decir, antes de aparecer el color azul característico, en 1 litro del agua sulfurosa de Archena (siguiendo la hipótesis) es igual á $0^{gr.},028$ miligramos de yodo. Consultada la tabla de Dupasquier (véase su Memoria), hallaríamos que semejante agua poseia, por litro, $0^{gr.},003$ miligramos de azufre; que equivalen en peso á $0^{gr.},003$ de hidrógeno sulfurado, y en volúmen á $0^{m},024$ milímetros cúbicos de dicho gas á 0° y á $0^{m},760$ de presion.

Usos del yodo. El yodo se emplea en medicina para combatir las afecciones glandulares, y en particular la gota.

Acido yódico.

El ácido yódico, cuyo símbolo es IO^5 y el equivalente = 158, puede obtenerse por cualquiera de los métodos siguientes, á saber: por la oxidacion directa del yodo mediante el ácido nítrico; por medio del yodo y del clorato potásico, en presencia de una solucion débil de ácido nítrico, y en fin, haciendo pasar una corriente de gas cloro á través del yodo en suspension en el agua.

Método primero. Por la accion del ácido nítrico sobre el yodo: para esto se toma una parte de yodo y se trata por 5 de ácido nítrico puro y fumante. Se obtiene generalmente una parte de ácido yódico; la reaccion es la que indica la fórmula siguiente:

$$\underbrace{I}_{\text{Yodo.}} + \underbrace{5NO^5}_{\text{Acido nítrico.}} = \underbrace{IO^5}_{\text{Acido yódico.}} + \underbrace{4NO^4}_{\text{Acido hiponítrico.}}$$

Método segundo. Tratando el yodo por una mezcla de ácido nítrico y clorato potásico: se opera sobre 80 gramos de yodo, 75 de clorato potásico y 1 gramo de ácido nítrico diluido en 400 gramos de agua. Se hierve todo en un matráz, hasta que empiece á desprenderse cloro, y en seguida se neutraliza el ácido yódico formado mediante la barita cáustica, y en fin, se descompone el yodato bárico por la cantidad precisa de ácido sulfúrico; se decanta, y concentra el líquido.

Método tercero. Haciendo pasar una corriente de gas cloro á través del yodo en suspension en el agua: para obtener el ácido yódico por este procedimiento, tan práctico como fácil, se coloca el yodo dentro de una campana, se añade 8 veces su peso de agua, se hace pasar por el líquido una corriente gradual de cloro, hasta que haya casi desaparecido la última porcion de dicho cuerpo, esto es, de yodo. La reaccion es muy sencilla; el agua se descompone; el hidrógeno se une con el cloro, para formar ácido hidroclórico, mientras que combinándose el oxígeno con el yodo produce el ácido yódico, que queda en disolucion; en efecto:

$$\underbrace{I}_{\text{Yodo.}} + \underbrace{5HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{5Cl}_{\text{Cloro.}} = \underbrace{5HCl}_{\text{Acido hidroclórico.}} + \underbrace{IO^5}_{\text{Acido yódico.}}$$

Propiedades del ácido yódico. El ácido yódico cristaliza en tablas exagonales, en cuyo caso retiene un equivalente de agua, que puede perder mediante la desecacion á 170°: es bastante soluble en agua y algo en el alcohol. Todos los cuerpos reductores descomponen con suma facilidad este ácido: no tiene usos de importancia.

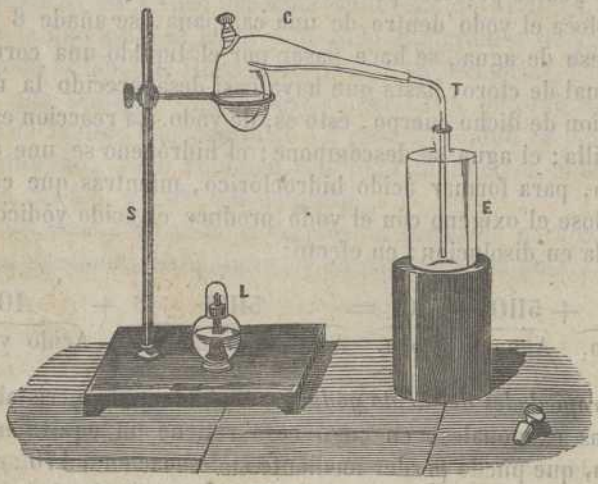
El yodo puede tambien combinarse con el oxígeno en dos

proporciones distintas de las que hemos estudiado, constituyendo dos ácidos, denominados uno ácido hipoyódico (IO^4), y el otro peryódico (IO^7). Prescindimos de su estudio por carecer de importancia.

Acido hydroyódico.

Tiene por símbolo HI y su equivalente es = 127; fué descubierto por Gay-Lussac.

Obtencion del ácido hidroyódico. No pudiendo prepararse este cuerpo por el procedimiento general, esto es, tratando un yoduro alcalino por el ácido sulfúrico, en razon á que á la vez que el ácido hidroyódico desprendido, se volatiliza con él cierta cantidad de yodo puesto en libertad, á consecuencia de la misma reaccion, se sigue otro método que consiste en introducir en el fondo de una retorta tubulada y en comunicacion, mediante un tubo, con un frasco bien seco, en primer lugar, agua destilada y despues sucesivamente pedacitos de fósforo y yodo en la proporcion de una parte de fósforo para 12 de yodo. El aparato tal como le hemos descrito y representa la adjunta figura, consta de las piezas siguientes:



(Fig. 84).

C retorta tubulada provista de un tapon esmerilado.

T tubo doblado en ángulo recto y soldado al cuello de la retorta.

S sosten sobre que se apoya la retorta.
E frasco que recibe el gas.
L lámpara de alcohol para calentar la retorta hácia el fin de la operacion.

La reaccion que aqui tiene lugar, está representada por la siguiente fórmula:

$$\underbrace{Ph^3I}_{\text{Yodido fosforoso.}} + \underbrace{3HO}_{\text{Agua.}} = \underbrace{PhO^3}_{\text{Ac. fosforoso.}} + \underbrace{3HI}_{\text{Ac. hidroyódico.}}$$

Tambien puede obtenerse este cuerpo, haciendo uso del mismo aparato descrito al hablar de la preparacion del ácido hidrobrómico. No es posible recibir este gas sobre el agua, porque es muy soluble, ni sobre el mercurio porque reacciona en contacto de él, descomponiéndole en sus factores y apoderándose de una parte del yodo.

Propiedades del ácido hidroyódico. Es un gas muy fumante al aire húmedo; incoloro y dotado de un olor sofocante.— Su densidad es = 4,443: un litro de este gas pesa 5^{gr},771.— Está constituido de un modo igual al del ácido hidroclórico; es decir, por volúmenes iguales de hidrógeno y yodo, sin condensacion. Sometido á un frio intenso, se liquida y solidifica, apareciendo en este último estado bajo una forma semejante al hielo; en fin, es descompuesto por el cloro, bromo y por casi todos los metales.

Yoduro de nitrógeno

El simbolo de este cuerpo es, segun los trabajos de Bunsen, NI^3,NH^3, y su equivalente = 409.

Obtencion del yoduro de nitrógeno. Cuando se tritura el yodo durante algunos minutos, en el amoniaco, se observa un descenso de temperatura al propio tiempo que se produce una sustancia negra muy dividida, que filtrada rápidamente y lavada en pequeños filtros con agua amoniacal, se estiende con precaucion sobre papel absorbente. Este producto, semejante en cierto modo á una masa ferruginosa, es el yoduro de nitrógeno, descomponible generalmente con explosion, aun sobre el mismo filtro y húmedo: si esto no sucede (lo contrario ha

acontecido todos los años, de una leccion á otra), basta tocarle con un tubo de vidrio ó con un cuerpo cualquiera, para que acto contínuo haya una detonacion acompañada de vapor rojo violado, de yodo.

La reaccion que produce este compuesto, se expresa por la fórmula siguiente:

$$\underbrace{6I}_{\text{Yodo.}} + \underbrace{2NH^3}_{\text{Amoniaco.}} = \underbrace{3HI}_{\text{Acido hidro-yódico.}} + \underbrace{NI^3,}_{\text{Yoduro de ni-trógeno.}} + \underbrace{NH^3}_{\text{Amoniaco.}}$$

Y su desdoblamiento por esta otra ecuacion.

$$\underbrace{NI^3,NH^3}_{\text{Yoduro de nitrógeno.}} = \underbrace{3HI}_{\text{Acido hidroyódico.}} + \underbrace{2N}_{\text{Nitrógeno.}}$$

Combinaciones del yodo con el azufre y el cloro.

El yodo se combina con el azufre y el cloro: el primer cuerpo se obtiene fundiendo rápidamente en un matracito de vidrio partes iguales de yodo y azufre y vertiendo rápidamente el líquido resultante en unas cajitas de cartulina. Se presenta bajo la forma de una masa cristalina de color gris mate, descomponible bajo la influencia del aire y de la luz, quedando en último resultado un yoduro con mucho esceso de azufre, y aun quizá este cuerpo completamente aislado; se usa en pomada para las afecciones de la piel.

Este cuerpo no se emplea en medicina más que para el uso esterno desde Xij, xv, ℈ j granos á ʒB por ℥j de injundia, ha dado muy buenos resultados en la resolucion de los tubérculos é infartos de todas clases, en las lepras recientes y en la sarna; las fricciones empiezan sobre superficies limitadas: en la sífilis tuberculosa, puede decirse que es un resolvente por escelencia; en el lupus por hipertrofia, se ha conseguido un gran éxito, é igualmente en la elefantiasis limitada á pequeñas superficies: debe usarse empezando por pequeñas dósis hasta llegar á media onza de ungüento en fricciones.

El clórido yódico ó percloruro de yodo, se obtiene haciendo pasar una corriente de yodo en esceso y seco á través del yodo dividido y depositado en una vasija conveniente; es sólido, cristalizable y de color amarillo. Hay otro clórido yodoso ó protocloruro de yodo que se prepara haciendo actuar tambien el cloro sobre el yodo, pero estando este en esceso.

Es líquido, de color amarillo rojizo y de consistencia oleaginosa.

Fluor.

Aun cuando hayan sido laudables los esfuerzos de Davy, Kuox, Louyet y Fremy para aislar el fluor, ello es cierto que todavía no se ha obtenido este cuerpo puro; por consiguiente, nos ocuparemos del único compuesto conocido, isomorfo de los anteriores, á saber, del ácido hidrofluórico; pero antes, bueno es que dejemos consignado un hecho muy importante, para la historia de los cuerpos halógenos estudiado por Berzelius con la inteligencia superior que le caracterizaba, y es que los fluoruros naturales y artificiales presentan en el conjunto de sus propiedades físicas y químicas, la mayor analogía con los cloruros, bromuros y yoduros, hasta el punto de que todas las combinaciones cristalizadas, obtenidas con estos cuatro cuerpos (cloruros, bromuros, yoduros y fluoruros), son isomorfas entre sí.

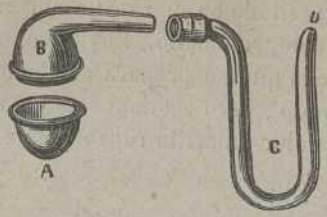
Por lo demás, el símbolo del fluor es Fl, y su equivalente deducido del análisis del fluoruro de calcio y de otros fluoruros, es 19,18.

Acido hidrofluórico.

El ácido hidrofluórico, fluorhídrico ó phthorhídrico tiene por símbolo HFl, y su equivalente es = 20,18.

Obtencion del ácido hidrofluórico. Siendo atacado el vidrio y gran número de metales por este ácido, se usa para prepararle un aparato de plomo, que aunque tambien sufre algun deterioro, no es, sin embargo, tan considerable como el que esperimentan los cuerpos á que nos referimos, inútiles de todo punto para este objeto.

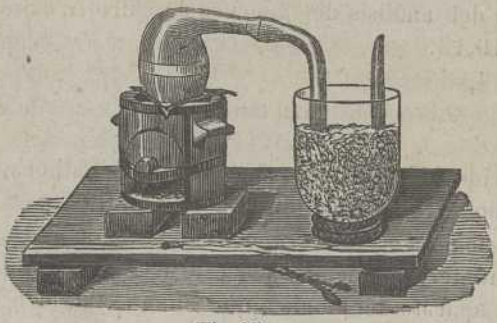
Dicho aparato, representado por la adjunta figura, consiste



(Fig. 85).

en una retorta de plomo, formada por dos piezas *A* y *B* que ajustan perfectamente: la parte inferior *A*, sirve para contener una mezcla de *fluoruro de calcio* (espato fluor) en polvo y calcinado, y ácido sulfúrico; la pieza superior *B* constituye el capitel y cuello de la retorta por donde se han de dirigir los vapores ácidos al recipiente *C* de plomo, en cuya estremidad *e* hay un pequeño agujero para dar salida al aire dilatado por la accion del calor, al principio de la operacion.

Introducida dentro de la parte *A* de la retorta, la mezcla de fluoruro y ácido sulfúrico en la forma dicha, se ajustan las piezas del aparato y se enlodan, bien sea con tiras de papel engrudado, ó con lodo graso de linaza; se coloca sobre un hornillo y se comienza á elevar la temperatura de una manera gradual, facilitando al propio tiempo la condensacion de los vapores del ácido en el recipiente, por medio de la mezcla frigorífica tantas veces recomendada para semejantes casos.



(Fig. 86).

La adjunta figura representa la forma en que definitivamente ha de quedar dispuesto el aparato descrito.

En cuanto á la reaccion que origina el ácido que nos ocupa, está expresada por la siguiente fórmula:

$$\underbrace{CaFl}_{\text{Fluoro de calcio.}} + \underbrace{SO^3,HO}_{\text{Acido sulfúrico.}} = \underbrace{CaO,SO^3}_{\text{Sulfato de cal.}} + \underbrace{HFl}_{\text{Acido hidrofluórico.}}$$

Propiedades del ácido hidrofluórico. Obtenido de la manenera dicha, este hidrácido, es un líquido incoloro, muy ácido, fumante al aire, y cuya densidad es = 1,06: no se congela á ninguna temperatura y hierve hácia 30°. Su afinidad por el agua es tan grande, que cuando se vierte en este líquido, cada gota produce un ruido semejante al que ocasionaria un hierro enrojecido: reaciona con casi todos los cuerpos, entre otros con el vidrio, produciendo, como carácter más inmediato de esta accion, la opacidad ó deslustre del cristal, en virtud de la descomposicion que tiene lugar y estudiaremos al ocuparnos de la sílice. De esta propiedad se utilízan los artistas en el grabado del vidrio, para lo que cubren el objeto de cristal con una capa ténue y uniforme de cera; en seguida dibujan á buril ó punzon lo que desean grabar, y luego vierten sobre las líneas trazadas, que como es consiguiente, dejan á descubierto el vidrio, una disolucion más ó menos concentrada de ácido hidrofluórico, ó bien someten el cristal de este modo preparado á la accion de los vapores de dicho hidrácido desprendido en el interior de una caja de madera dispuesta al intento, y en la que se introducen el fluoruro de calcio en polvo fino y calentado en una capsulita de plomo, y ácido sulfúrico puro y tambien caliente.

El ácido hidrofluórico es muy expuesto de manejar por la terrible accion desorganizante que posee: una gota de él que caiga, por ejemplo, en una mano, produce al punto una úlcera dolorosísima y rebelde á la medicacion, de modo que dura muchos dias y se cicatriza con dificultad. Una quemadura de cierta estension, ocasionada por este ácido, es mortal: escusado es advertir que el vapor participa de las propiedades corrosivas que en tan alto grado posee dicho cuerpo; así que la respiracion de él, aunque sea en corta porcion, es en extremo funesta.

Por consiguiente, lo mejor es que desistan de su preparacion aquellas personas poco entendidas y prácticas en las manipulaciones químicas; y aun las que lo sean, deben usar las precauciones que nosotros empleamos cuando le obtenemos en nuestro curso, y es maniobrar con guantes cubiertos con una capa de cera y taparse la boca con un lienzo humedecido, sobre todo, en el momento de trasladar á los frascos de plomo el ácido hidrofluórico obtenido de la manera dicha.

100 partes de ácido fluorhídrico contienen:

5,00 = hidrógeno
95,00 = fluor.

Si á este dato, deducido por la análisis del fluoruro de calcio mediante el ácido sulfúrico, se agrega la analogía que existe entre los fluoruros, cloruros, bromuros y yoduros, y sobre todo entre los hidrácidos de estos cuerpos alógenos, resulta que el ácido hidrofluórico, á semejanza de ellos, estará constituido por volúmenes iguales de fluor é hidrógeno, sin condensacion.

RESUMEN.

1. El bromo es un cuerpo alógeno semejante en su tendencia química al cloro: fué descubierto en 1826 por Balard, descomponiendo por medio del cloro los resíduos salinos existentes en las aguas madres resultantes de las diversas cristalizaciones de las cenizas de las plantas marítimas, denominadas varechs y préviamente sometidas á una disolucion y evaporacion convenientes. En la actualidad, se sigue con corta diferencia el mismo procedimiento, de cuyos minuciosos detalles nos hemos ocupado en el lugar oportuno. La mayor cantidad de bromo existe en estado de bromuro de magnesio en el agua de los mares, sobre todo, en el mar Muerto; supuesto que 1 metro cúbico de esta agua contiene de 2 á 3 gramos de bromo bajo la combinacion dicha.

2. Puede obtenerse el bromo en los laboratorios, haciendo

uso del mismo método de que nos hemos servido para extraer el cloro, esto es, destilando en aparato conveniente una mezcla de bromuro potásico ó sódico, sobreóxido de manganeso y ácido sulfúrico ó sulfato magnésico desecado.

3. El bromo es un líquido rojo muy volátil y de un olor parecido al del cloro; su vapor, muy difusible, es parecido al del ácido nitroso é hiponítrico: se diferencia de ellos por el olor á marisco que se desarrolla cuando se añade en la capacidad que le contiene cierta porcion de flor de azufre. El bromo es mucho más soluble en el éter y sulfuro de carbono que en el agua, cuya propiedad se utiliza, para separarle de este líquido, en uno de los métodos de su extraccion. Sometido á un frio de — 20° cristaliza bajo la forma de una masa hojosa y agrisada: es muy deletéreo á cierta dósis; pero en pequeña porcion (2 gotas disueltas en 100 gramos de agua azucarada) parece ser un precioso específico contra el croup ó garrotillo. Tambien se usa en la fotografía.

4. El bromo se combina con el oxígeno, hidrógeno y azufre, etc.; con el primero forma el ácido brómico (BrO^5), que se obtiene descomponiendo el bromato de barita con el ácido sulfúrico; con el segundo, constituye el ácido hidrobrómico, análogo al hidroclórico, que se obtiene calentando en un tubo doblado en espiral una mezcla de fósforo humedecido y bromo; y en fin, con el azufre forma dos bromidos, uno sólido y otro líquido, dotados ambos de un olor especial á marisco: se preparan haciendo actuar el bromo y el azufre, con más ó menos cantidad respectiva de dichos factores.

5. El yodo es otro cuerpo alógeno descubierto por Courtois en 1811 al neutralizar con ácido sulfúrico la alcalinidad de las sales procedentes de la disolucion y concentracion de las cenizas de ciertas plantas marítimas (varechs). El estudio químico de este cuerpo es debido á Gay-Lussac.

6. El yodo existe con abundancia en la naturaleza, particularmente en el estado de yoduro potásico, sódico, cálcico y magnésico, disueltos en el agua del mar. Tambien se ha evidenciado, en varias aguas medicinales y en determinadas atmósferas, sobre todo, en las próximas al mar. Se obtiene el yodo por el mismo método general descrito al ocuparnos de la extraccion del cloro y del bromo, á saber; destilando una

mezcla de yoduro potásico ó sódico, sobreóxido de manganeso y ácido sulfúrico ó sulfato magnésico desecado.

7. El yodo es un cuerpo sólido, de color gris acerado, cristalizable en agujas brillantes y de aspecto metálico; su olor es parecido á una mezcla de cloro y bromo; su vapor es de un color violeta muy bello: poco soluble en agua; más en alcohol y totalmente soluble en el sulfuro de carbono y en la bencina, ofreciendo ambas disoluciones un hermoso color violeta. Una pequeñísima porcion del yodo puesto en contacto con una disolucion del engrudo de almidon determina en el acto una coloracion azul intensa y característica de yoduro de almidon: los yoduros, y en general todas las combinaciones de yodo, carecen de esta propiedad. El yodo ha sido el fundamento de la fotografía, arte bellísimo iniciado por Daguerre y perfeccionado por Nipce de San Victor.

8. El yodo produce en la economía animal una intoxicacion violenta, la cual, segun Orfila, es debida á la transformacion del yodo en ácido hidroyódico. No se conoce verdadero antídoto; para el yodo, sin embargo, es bueno provocar el vómito, valiéndose para esto del agua tibia tomada á grandes porciones cada tres minutos.

En terapéutica se emplea el yodo como emenagogo; en el tratamiento de las escrófulas y en la hidropesía ascítica, hánse obtenido con él muy buenos resultados. Puede aplicarse la tintura de yodo diluida en agua, para aplicarla directamente en los casos de hidrocele. Respecto á su administracion interior, deben observarse las mayores precauciones, pues toda dósis que pase de un grano, es muy peligrosa.

9. El yodo se combina con el oxígeno, hidrógeno, nitrógeno, azufre, cloro, etc.; con el primer cuerpo, forma el ácido yódico, (IO^5) que se obtiene haciendo pasar una corriente de cloro, á través de agua que contenga yodo muy dividido; con el hidrógeno produce el ácido hidroyódico, que se prepara del mismo modo que el hidrobrómico, esto es, descomponiendo por el calor una mezcla de yodo y fósforo separados por fragmentos de vidrio y con el intermedio del agua; con el nitrógeno forma el yodo un compuesto muy explosivo, que se origina tratando el yodo por el amoniaco; se combina, en fin, con el azufre y cloro haciendo actuar respectivamente

estos cuerpos en las proporciones y con los detalles indicados en el lugar oportuno. El yodo descompone el hidrógeno sulfurado produciendo ácido hidroyódico y precipitando azufre: esta reaccion ha servido de fundamento á Dupasquier para idear un método normal muy práctico y sencillo con el que se analizan en cortos instantes las aguas mal llamadas sulfurosas (sulfhídricas).

10. El yoduro de azufre se emplea en medicina para combatir gran número de enfermedades de la piel y otras afecciones, tales como la lepra, sífilis tuberculosa, elenfantiasis, etc.: nunca se ha prescrito hasta aquí más que en uso externo.

11. No se ha aislado todavía el fluor en estado de pureza; pero en cambio se conoce perfectamente el ácido hidrofluórico, semejante al hidroclórico y demás hidrácidos, así como los fluoruros lo son á los cloruros, bromuros, etc.: se obtiene descomponiendo en aparato de plomo el fluoruro de calcio por el ácido sulfúrico. El ácido hidrofluórico es un líquido muy volátil, incoloro y en extremo corrosivo; una corta porcion del líquido que caiga sobre una mano, por ejemplo, ocasiona una úlcera que si es de cierta magnitud puede ser mortal: la propiedad más característica de este ácido, es la de corroer el cristal y vidrio; en cuya propiedad se funda el arte del grabado sobre los objetos construidos con esta materia.

LECCION DECIMAOCTAVA.

FÓSFORO.—Su historia, fórmula y equivalante.—Rotacion del fósforo en la naturaleza; su extraccion de los huesos, mediante el ácido sulfúrico y carbon; sus propiedades, en especial los estados alotrópicos.—Fósforo amorfo.—Usos en general del fósforo.—Combinaciones del fósforo con el oxígeno.—Óxido de fósforo; su obtencion y propiedades.—Ácidos hipofosforoso, fosforoso y fosfórico.—Obtencion de estos cuerpos.—Estudio comparativo de los ácidos fosfóricos, ANHIDRO, META, PYRO Y FOSFÓRICO ORDINARIO.—Combinaciones del fósforo con el hidrógeno.—Obtencion y estudio de las propiedades referentes á los hidrógenos fosforados, gaseoso, líquido y sólido.—Resúmen.

Fósforo.

El fósforo es uno de los cuerpos simples más importantes, bajo todos conceptos, por el conjunto de sus propiedades, y en particular por las interesantes aplicaciones á que sus diversos compuestos se prestan. Su nombre, que significa *portaluz*, recuerda uno de sus caractéres más notables: su existencia fué ignorada de los antiguos alquimistas. Brandt, comerciante arruinado en Hambourgo, dedicado con afan al estudio de la alquimia con el objeto de *hallar la piedra filosofal* y reparar su perdida fortuna, tuvo la suerte de descubrir en el año de 1669 este interesante cuerpo, que si bien no le proporcionó las ventajas que aspiraba con su dorado sueño, en cambio ha perpetuado su nombre, cosa que en verdad no alcanzan de ordinario los almacenistas de dinero ó millonarios. Kunkel, químico muy distinguido de Wittemberg, y amigo de Brandt, hizo á éste las mayores instancias para que le participara el secreto de su descubrimiento, lo cual no pudo conseguir: más feliz Kraff, consejero del elector de Sajonia, y

muy dado al estudio de la alquimia, compró á Brandt su descubrimiento en 200 thalers (unos 3.300 rs.). Indignado Kunckel de la conducta de su amigo, se dedicó con afan á indagar el secreto de Brandt, y como ya sabia por éste que el líquido de que se habia servido para extraer el fósforo era la orina, comenzó una série de trabajos con esta secrecion, obteniendo como resultado final, lo que buscaba, esto es, el fósforo, y en seguida hizo público el descubrimiento en cuestion con todos sus pormenores. (Véase Hoeffer, historia de la Química, tomo 2.°, pág. 205).

En 1769, Ganh, químico sueco, evidenció la presencia del fósforo en los huesos de los animales, de cuyo hecho dió noticia á su compatriota y amigo Scheele, quien bien pronto ideó, con la sagacidad práctica que le distinguia, un método fácil y espedito para obtener dicho cuerpo, cuyo procedimiento es, con algunas ligeras modificaciones el mismo que hoy se emplea. El fósforo tiene por símbolo Ph, y su equivalente es = 32.

Rotacion de la molécula de fósforo en la naturaleza. El fósforo ha existido primeramente en las rocas primitivas, segun ha justificado hoy con toda evidencia la análisis química; por la disgregacion de estas rocas, bajo la influencia combinada del agua, del aire, de la temperatura y del ácido carbónico, que tanto favorece la division física de las masas, pasó á ser el fósforo (se entiende, siempre en el estado de combinacion con varias bases) mucho más asimilable, en razon á constituir ya parte integrante de los terrenos de transicion y de sedimento. De aquí pasó el fósforo á las plantas y de ellas á los animales; quienes por último, le devuelven á la tierra, bajo la forma de huesos; haciendo excepcion de este círculo perpétuo, y en las sociedades cristianas, el hombre, cuyas cenizas son religiosamente guardadas en los sepulcros. Por esta razon, es preciso reemplazar en los campos la falta del fósforo que desaparece de la circulacion en las cosechas, bajo la forma de pan, ganados, y en fin, bajo la de huesos humanos, restituyendo con otros fosfatos á la tierra, en los abonos minerales la pérdida mencionada; y de aquí la gran diferencia del cultivo antiguo, empírico y fatalista, al moderno, racional y científico, basado en estos hechos, é ideado y desen-

vuelto por el eminente génio de Liebig, hasta el punto de constituir hoy un conjunto de leyes agrícolas, que seguidas desde hace muchos años en todos los paises cultos de Europa, ha hecho aumentar y perfeccionarse de dia en dia su agricultura, base fundamental de toda riqueza. En cambio, otros pueblos privilegiados por la Providencia, respecto de su clima, fertilidad y demás condiciones naturales, se ven privados (por ignorancia en la utilidad práctica de ciertas ciencias, ó por reemplazar por un criterio empírico, superficial y rutinario, la verdadera razon científica que debe presidir en tan grande asunto), de todas las inmensas ventajas positivas que con el indicado sistema de cultivo vienen aprovechando las naciones más adelantadas, es decir, la Alemania, Francia é Inglaterra, precisamente en donde á la vez están tambien más generalizados en todas las clases sociales, los conocimientos y entendida aplicacion de las ciencias químicas.

Obtencion del fósforo. Siendo en extremo difícil la extraccion del fósforo por el método de Brandt y Kunckel, ó sea calcinando el resíduo de la evaporacion á sequedad de la orina mezclada con carbon, y obteniéndose además muy cortísima porcion de fósforo por este medio, todos los químicos adoptan el método de Scheele para este caso; es decir, obtener el fósforo de los huesos mediante la accion del ácido sulfúrico, primero, y despues por la accion del calor sobre el líquido ácido resultante (ácido fosfórico), mezclado con carbon.

Segun Quetelet, un hombre que pese, por ejemplo, 140 libras, queda reducido por la desecacion á 35, de las que 13 corresponden al esqueleto huesoso.

Composicion de los huesos. Los huesos son la parte más sólida del cuerpo de los animales vertebrados, y están constituyendo el armazon (esqueleto) sobre que descansan todas las demás partes del cuerpo. Los huesos se componen esencialmente de una parte sólida formada por sales de cal, y de un tegido organizado (*oseina*) en el que se hallan vasos y nervios: una membrana delgada (periostio) los recubre exteriormente. Los huesos de más magnitud son huecos y contienen una sustancia grasa (*médula*), que contiene $^1/_{100}$ de membranas y vasos y $^3/_{100}$ de sustancias semejantes á las que se extraen de la carne.

Privados los huesos del periostio, de la médula y de la grasa, ofrecen á la análisis la siguiente composicion:

Materia orgánica = 33,26	Cartílago insoluble en el ácido hidroclórico. . . .	27,23
	Cartílago soluble.	5,02
	Vasos sanguíneos.	1,01
Materia mineral = 66,84	Fosfato tribásico de cal. . .	52,26
	Fluoruro de calcio.	1,00
	Carbonato de cal.	10,21
	Fosfato de magnesia. . . .	1,05
	Sosa.	0,92
	Cloruro de sódio.	0,25
	Oxido de hierro, de manganeso y pérdida. . . .	1,05
		100,00

Constitucion y composicion de los dientes. Los dientes contienen tres partes distintas, á saber: *marfil*, *esmalte* y *cemento*.

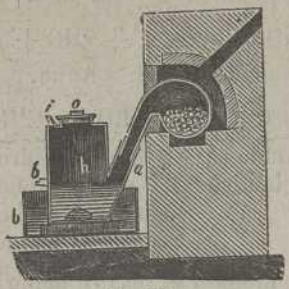
Hé aquí la composicion de estas diferentes sustancias, deducida de la análisis de un animal rumiante.

		Cenizas.	*Fosfato de cal.*	*Fosfato de magnesia.*	*Carbonato de cal.*
Diente de un buey. . . .	Cemento. .	67,1	60,7	1,2	2,9
	Esmalte. . .	96,9	90,5	indicios.	2,2
	Marfil. . . .	74,8	70,3	4,3	2,2

Segun se ve, el esmalte de los dientes se aleja de un modo marcado, respecto de su composicion química, de la sustancia ósea, supuesto que está casi absolutamente constituido por fosfato de cal.

Estraccion del fósforo. Para ello, se empieza por calcinar los huesos de cualquiera animal, con el objeto de destruir la materia orgánica, y en seguida se toman 100 partes del residuo perfectamente blanco y pulverizado, y se someten á la accion de 30 partes de ácido sulfúrico ordinario: por efecto de esta accion, se produce una mezcla de sulfato y fosfato ácido de cal; el primero, que es el yeso, queda como insoluble en la decantacion del líquido, mientras que el fosfato ácido disuelto, se evapora hasta consistencia de jarabe (prévia la filtracion) y se calcina fuertemente, mezclando con carbon, den-

tro de un aparato semejante al que (en corte vertical) indica la presente figura.



(Fig. 87).

a retorta de barro, cuyo cuello enchufa en el tubo del recipiente de cobre *h* lleno de agua hasta *b*.
o abertura para estraer el fósforo condensado.
b barreño ó depósito de agua en donde se sumerge el recipiente de cobre para facilitar la condensacion del fósforo.
i abertura de salida para los gases.

Dividida la estraccion del fósforo en dos partes, á saber: primera, accion del ácido sulfúrico sobre los huesos calcinados, y segunda, descomposicion del fosfato ácido de cal ó ácido fosfórico (prolongando la accion en caliente y con un esceso de ácido sulfúrico, es lo que resulta) mezclado con carbon; vamos á dar la teoría de ambas reacciones.

Ante todo diremos, que el fosfato de los huesos es básico, para que de este modo pueda ser resistente y soporte el armazon óseo el peso que de ordinario sostiene: su fórmula es $8CaO,3PhO^5$.

Ahora bien; el fosfato de cal contenido en los huesos se transforma por la accion del ácido sulfúrico en fosfato ácido de cal y en sulfato cálcico (yeso) insoluble en agua; en efecto:

$$\underbrace{(CaO,CO^2+8CaO,3PhO)^5}_{\text{Composicion de los huesos}} + \underbrace{7SO^3}_{\text{Ac. sulfúrico.}} = \underbrace{CO^2}_{\text{Ac. carbónico.}} + \underbrace{7CaO,SO^3}_{\text{Sulfato de cal.}} + \underbrace{2CaO,3PhO^5}_{\text{Fosfato ácido de cal.}}$$

El fosfato ácido de cal, se decanta ó filtra y luego se calcina con un esceso de carbon, con lo cual se descompone en pirofosfato de cal $(CaO)^2PhO^5$ (indescomponible por el carbon), en

óxido de carbono, ácido carbónico, hidrógeno carbonado, hidrógeno fosforado (que se inflama en contacto del aire) y por último, el fósforo que se volatiliza, en efecto:

$$\underbrace{2CaO,3PhO^5}_{\text{Fósfato ácido de cal.}} + \underbrace{7HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{15C}_{\text{Carbon.}} =$$

$$\underbrace{(CaO)^2,PhO^5}_{\text{Pirofosfato de cal.}} + \underbrace{6CO^2}_{\text{Acido carbónico.}} + \underbrace{5CO}_{\text{Oxido de carbono.}} + \underbrace{C^4H^4}_{\text{Hidrogeno carbonado.}} + \underbrace{PhH^3}_{\text{Hidrogeno fosforado.}} + \underbrace{Ph}_{\text{Fósforo.}}$$

En vez de descomponer el fosfato ácido de cal, por el carbon, se opera generalmente sobre el ácido fosfórico, ó sobre una mezcla de aquel y de este.

Purificacion del fósforo. El fósforo resultante por esta operacion, se halla impurificado por carbon, óxido rojo de fósforo, etc.; para purificarle se practican varios medios, á saber: la filtracion, destilacion, fusion en el agua, seguida de enfriamiento, y por último, mediante la accion sobre él, del bicromato potásico y ácido sulfúrico: para el primer caso, se introduce el fósforo impuro dentro de una piel de gamuza, se hace una muñequita y se comprime dentro del agua caliente por medio de unas pinzas planas, de hierro. En cuanto á la destilacion, hay que ejecutarla con mucha precaucion en atmósfera de hidrógeno y cubriendo el aparato con una pantalla de hoja de lata, para preservar al operador de los riesgos de una ruptura de la vasija, seguida de la proyeccion del fósforo inflamado: para el tercero, ó sea por la fusion, se tapa herméticamente con un corcho, un tubo de vidrio de cierto diámetro, y abierto por ambos estremos, se añade agua y luego se van introduciendo los fragmentos de fósforo impuro; hecho esto, se sumerge el tubo en una vasija capáz y en donde haya agua caliente.

El fósforo se funde, y mediante la inmersion de dicho tubo en agua fria, se solidifica aquel, afectando el diámetro del molde; luego no hay más que quitar el tapon de corcho para que por su propia densidad caiga al seno del agua, en donde se cortan y separan las impuridades: y en fin, por la mezcla de bicromato potásico y ácido sulfúrico, el fósforo se despoja,

á causa del oxígeno producido en dicha accion, de los oxácidos que le impurifican.

Propiedades del fósforo. Purificado el fósforo de esta manera, es un cuerpo sólido, blando, incoloro, traslucido y que fosforece en la oscuridad, produciendo una especie de humos blanquecinos; á que es debido su nombre, que son ácido fosforoso: es muy flexible á la temperatura ordinaria; pero una corta porcion de azufre le hace frágil: á 0° es friable y su fractura es vítrea. No tiene sabor, siendo su olor aliáceo, ó semejante al de ajos: cuando ha sido purificado por el bicromato potásico y el ácido sulfúrico, es perfectamente blanco y tan transparente como el cristal, en los demas casos ofrece coloraciones que varian entre el blanco de huesos, hasta el amarillo ocráceo, puede cristalizar en dodecaedros romboidales, exponiendo á una evaporacion espontánea su disolucion en el sulfuro de carbono. Su densidad es = 1,83; se funde á 44,2° y hierve á 290°. La densidad de su vapor es = 4,326.

El fósforo puede ser reducido á polvo impalpable, fundiéndole en una disolucion caliente de urea, y agitando el líquido hasta que se enfrie. Calentado á 70° y vertido en el agua á 0°, se vuelve de color negro, recobrando su primitivo color fundiéndole de nuevo y dejándole enfriar lentamente: el fósforo debe conservarse al abrigo de la luz y en agua para evitar su inflamacion espontánea, que por lo general tiene lugar en contacto del aire á los 60°; por cuya razon debe menearse con prudencia suma fuera del agua

El fósforo fosforece por más tiempo y con mayor intensidad en atmósfera de aire, que en la de oxígeno puro; porque en el primer caso el oxígeno del aire está más enrarecido mientras que en el segundo está más coherente y denso, ejerciendo una especie de presion sobre las moléculas de fósforo que perjudican para la mencionoda oxigenacion: no bien se enrarece el oxígeno, mediante la máquina neumática, la fosforencia del fósforo aparece y continua como en el aire atmosférico.

Estados alotrópicos del fósforo. Los principales son los siguientes:

1.° Blanco vítreo y trasparente (como resulta purificado por el bicromato), ó blanco mate y translucido que es como generalmente resulta purificado por los demás medios descritos.

2.° Amarillento ó rojizo, que es como aparece expuesto por mucho tiempo al influjo de la luz solar.

3.° Fósforo negro: este resulta, como hemos dicho, fundiendo el fósforo á 70° y vertiéndole en agua á 0.°

4.° Y en fin, el fósforo rojo llamado amorfo, que puede obtenerse por varios métodos, á saber: añadiendo yodo á la disolucion del fósforo en el sulfuro de carbono ó en la bencina, vertiendo gota á gota cloruro de azufre sobre el fósforo fundido; en fin, y este es el mejor método, sometiendo el fósforo en aparatos convenientes y durante bastantes dias á una temperatura de 170°; luego lavado con agua, potasa, ácido nítrico debil y por último con agua.

Bajo esta forma tiene el fósforo propiedades que le diferencian notablemente del ordinario ó normal, segun puede deducirse por el exámen del siguiente cuadro.

Caractéres del fósforo amorfo.	*Caractéres del fósforo normal.*
Rojo escarlata.	Incoloro.
Amorfo.	Cristalizable en dodecaedros romboidales.
Densidad = 1,96.	1,83.
Calor específico 0,1678.	0,1887.
Poco soluble en el aceite de trementina, é insoluble en los demás líquidos.	Soluble en el sulfuro de carbono y en otros líquidos hidróg. carbonados.
No fosforescente y alterable con suma lentitud al aire.	Alterable al aire y fosforescente.
Inflamable á 260°.	Inflamable á 60°.
Calentado á 260° y al abrigo del oxígeno, vuelve al estado de fósforo normal.	Hierve á 290°.
Se combina con el azufre á 230°. . .	Se combina con el azufre á + 112°.
Es atacado lentamente por el ácido nítrico en caliente.	Es atacado violentamente por el ácido nítrico en caliente.
No deletéreo.	Deletéreo.

Segun Berthellot, el fósforo rojo ó amorfo, debe ser considerado de un modo semejante al azufre amorfo electro posi-

tivo y asignarle por lo tanto el símbolo $\overset{+}{Ph}$ y el fósforo normal, como análogo al azufre cristalizable electro negativo y combu-

rente, en cuyo caso su símbolo será $\overline{Ph}$.

Importancia y usos industriales del fósforo. El fósforo es uno de los cuerpos más interesantes, ora sea considerado por su utilidad social como medio rápido de combustion, ó bien por las interesantes aplicaciones á que sus sales se prestan, sobre todo, los fosfatos de cal que bajo la forma de abonos minerales consume la agricultura en varios paises, representando en algunos, por ejemplo, en Inglaterra, el empleo anual de esta sustancia y bajo diferentes formas, más de 2.000 millones de reales.

Accion del fósforo en la economía animal. Aplicado exteriormente en el estado sólido, produce quemaduras graves por su combustion espontánea, que son escesivamente dolorosas á causa del contacto con el ácido fósforico formado sobre el dermis desnudo; se procura un grande alivio á los enfermos, lavando la parte quemada con agua amoniacal, á fin de que desaparezca el ácido mencionado.

Desde 1 á 4 granos, ya disueltos en algun vehículo, ya en estado sólido, pero tomado interiormente, puede producir la muerte. En el último caso obra como corrosivo determinando la inflamacion de la mucosa gastro intestinal. Es su accion mucho más enérgica cuando ha sido transformado en ácido fosfórico. Absorbido en pequeñas dósis obra sobre el sistema nervioso y los órganos genitales. Cuando se abre el cadáver de los individuos que han sucumbido por este envenenamiento, se encuentra el conducto gastro intestinal más ó menos inflamado; y en algunos casos estos órganos exhalan olor á fósforo apareciendo luminosos en la oscuridad.

Importancia terapéutica del fósforo. No está, aun, bien demostrada la utilidad del fósforo en el gran número de enfermedades en las que se ha aplicado. No se administra más que disuelto en éter al cual debe añadirse una pequeña cantidad de aceite esencial: respecto de la dósis, aconsejamos no esceda de un grano por cada 24 horas, debiendo suspenderse la administracion apenas se determine ardor en el estómago ó haya vómitos. Se aconseja en los casos de impotencia.

Ya que nos ocupamos del empleo terapeútico del fósforo, bueno será que los facultativos fijen su atencion sobre los diversos estados alotrópicos á que el fósforo se presta, así como los isoméricos de sus combinaciones respectivas, á fin de lograr coincida en la terapéutica la administracion del fósforo y sus compuestos en aquellos mismos estados alotrópicos ó isoméricos que la enfermedad exija, toda vez que no son iguales aquellos ni en sus caractéres físicos ni en sus propiedades químicas, ni probablemente en las medicinales.

La produccion del fósforo es considerable en los centros industriales; solo la Francia fabrica sobre cinco mil arrobas al año. En España hay tambien algunas fabricas de fósforo; habiendo llegado á tal perfeccion y baratura la elaboracion de los fósforos ordinarios, que con verdad podemos decir que hoy dia escede nuestro país á todos respecto de este artículo: lástima que el clorato de potasa que agregan á la pasta, y es causa de la proyeccion del fósforo inflamado, con riesgo del consumidor, no se destierre del todo en la fabricacion.

Tambien seria de desear que en los fósforos finos llegáramos á competir con los que se fabrican en Francia é Inglaterra. Por lo demás, hé aquí una de tantas fórmulas como pueden darse para la confeccion de la pasta de fósforo destinada á la preparacion, por ejemplo, de cerillas: se calienta al baño de María y á 60°, una disolucion de 250 gramos de goma arábiga en medio litro de agua y se añaden 15 gramos de fósforo ordinario; fundido este, se agita sin cesar para emulsionarle bien y en seguida se añade un engrudo formado separadamente con 100 gramos de harina de fécula disuelta en 160 gramos de agua y se continúa agitando por espacio de 30 minutos á una temperatura de 50°; y en fin, se deja enfriar agitando siempre hasta 30°. Suele incorporarse una materia colorante, como azul de Prusia, colcotar, etc. La pasta con la que hacen los franceses los fósforos finos, inflamables sin detonacion, es la siguiente:

Pasta con cola.		Pasta con goma.
Fósforo.	2,5	2,5
Cola.	2,0	2,5
Agua.	4,5	3,0

Arena fina.....	2,0	2,0
Ocre rojo.....	0,5	0,5
Bermellon.....	0,1	0,1

Las quemaduras del fósforo son graves y difíciles de cicatrizar; lo mejor es lavar rápidamente la quemadura con aceite. El fósforo es un veneno violento, y de ahí la grande ventaja de sustituirle en los usos prácticos, por el fósforo amorfo: el mejor contraveneno del fósforo, despues de provocado el vómito, es el hipoclórito de magnesia; y en caso de no tenerle á la mano, debe usarse magnesia, creta, ó ceniza limpia, disuelta en agua azucarada.

Combinaciones del fósforo con el oxígeno.

El fósforo uniéndose con el oxígeno, forma los cuatro compuestos siguientes:

1.° óxido de fósforo... $= Ph^2O$
2.° ácido hipofosforoso. $= PhO$
3.° — fosforoso.... $= PhO^3$
4.° — fosfórico.... $= PhO^5$

Oxido de fósforo.

Se conocen dos modificaciones alotrópicas de este cuerpo; una roja y otra amarillenta: la primera se obtiene haciendo pasar una corriente de aire ú oxígeno á través del fósforo fundido en el agua ó bien utilizando el residuo del fósforo, inflamado en atmósfera limitada y eliminándole del metaloide mediante el sulfuro de carbono. La modificacion amarilla, se prepara disolviendo el fósforo en el protocloruro de fósforo, y abandonando el líquido al aire bajo la influencia de la luz.

El óxido rojo, que es el mejor estudiado, es de color de minio y más pesado que el agua; no fosforece en la oscuridad y resiste á la temperatura del mercurio hirviendo, sin descomponerse: oxidable lentamente al aire húmedo. Recien preparado es más inflamable que el fósforo ordinario: arde en contacto del ácido nítrico y detona en frio por el choque, cuando ha sido préviamente mezclado con el clorato potásico; y en fin, es insoluble en agua, alcohol, éter, sulfuro de car-

bono y aceites esenciales. El equivalente del óxido de fósforo es 72; su símbolo Ph^2O.

Acido hipofosforoso.

El ácido hipofosforoso tiene por símbolo PhO y su equivalente es = 40. Se obtiene hirviendo el fósforo con el agua de barita, en cuyo caso el agua se descompone; el oxígeno se une al fósforo dando origen al ácido hipofosforoso, que entra en combinacion con la base, mientras que á su vez el hidrógeno y fósforo constituyen el hidrógeno fosforado que se desprende. La siguiente fórmula esplica con toda precision la reaccion indicada.

$$\underbrace{3BaO}_{\text{Barita.}} + \underbrace{2Ph}_{\text{Fósforo.}} + \underbrace{9HO}_{\text{Agua.}} = \underbrace{3(BaO,(HO)^2,PhO}_{\text{Hipofosfito de barita.}} + \underbrace{PhH^3}_{\text{Hidrógeno fosforado.}}$$

Descompuesto despues el hipofosfito de barita, por la cantidad precisa de ácido sulfúrico, queda aislado el ácido hipofosforoso, que se concentra hasta consistencia de jarabe, cuidando no prolongar mas allá su concentracion, pues de lo contrario se descompone en hidrógeno fosforado y ácido fosfórico. Es blanco, biscoso y de olor parecido al fósforo.

El carácter principal del ácido hispofosforoso es su facultad reductora, pues hasta el mismo ácido sulfúrico es descompuesto en caliente por él en ácido sulfuroso, con precipitacion de azufre, pasando como es natural el ácido hipofosforoso á fosfórico.

Acido fosforoso.

El ácido fosforoso tiene por simbolo $PhO^3 3HO$ y su equivalente es = 83. Puede obtenerse por los dos procedimientos siguientes:

1.° Haciendo pasar una corriente de cloro á través de fósforo en esceso y fundido en el agua.

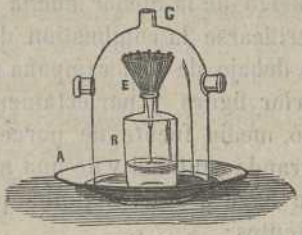
2.° Abandonando varios cilindros de fósforo debajo de una campana, á la influencia del óxigeno del aire contenido en la capacidad de la misma y con la presencia de cierta cantidad de agua.

En el primer caso, hay que pasar con cierta lentitud la cor-

riente de cloro, pues la accion de ambos cuerpos es muy viva; hay combustion á cada burbuja de gas, y puede ocasionar esto una proyeccion peligrosa para el operador; la reaccion es la que indica la siguiente fórmula:

$$\underbrace{Ph}_{\text{Fósforo.}} + \underbrace{3HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{3Cl}_{\text{Cloro.}} = \underbrace{3HCl}_{\text{Acido hidroclórico.}} + \underbrace{PhO^3}_{\text{Acido fosforoso.}}$$

Para obtener el ácido fosforoso, por el segundo procedimiento, ó sea por la accion directa, si bien lenta, del oxígeno del aire, limitado sobre el fósforo en esceso, se hace uso del aparato que indica la presente figura, que consta, como se vé, de las piezas siguientes:



(Fig. 88).

A plato grande de porcelana que contiene agua para disolver el ácido fosforoso á medida que se vaya produciendo.

B frasco de boca ancha sobre el que descansa el embudo *E* de vidrio.

E embudo de vidrio en donde se hallan los cilindros de fósforo.

C campana de cristal tritubulada que cubre el embudo y penetra algunas líneas en el agua del plato, ó media fuente, de porcelana.

Carácteres del ácido fosforoso. Concentrada convenientemente la disolucion de ácido fosforoso, obtenido por uno ú otro medio, se presenta bajo la forma de un líquido incoloro, cristalizable, de olor, algo aliáceo; descomponible por el calor en ácido fosfórico é hidrógeno fosforado, en esta forma.

$$\underbrace{4PhO^3,3HO}_{\text{Acido fosforoso.}} = \underbrace{3PhO^3,3HO}_{\text{Acido fosfórico.}} + \underbrace{PhH^3}_{\text{Hidrógeno fosforado.}}$$

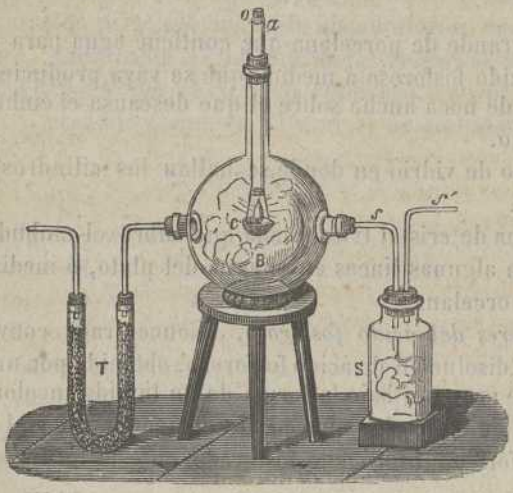
Acido fosfórico.

Este cuerpo, cuyo símbolo es PhO^5 y su equivalente = 72 tiene propiedades, muy distintas segun que es anhidro ó contiene uno ó más equivalentes de agua; asi que, estudiaremos estos compuestos bajo los cuatro estados siguientes:

1.° Acido fosfórico anhidro. . . . . = PhO^5
2.° — — Monohidratado, ó *metafosfórico*. . = PhO^5,HO
3.° — — Bihidratado ó *pirofosfórico*. . . . . = $PhO^5,2HO$
4.° — — Trihidratado, ú *ordinario*. . . . . = $PhO^5,3HO$

Acido fosfórico anhidro.

Se obtiene quemando el fósforo en un volúmen proporcional de aire y al abrigo de la menor huella de humedad; con este fin, puede verificarse la combustion del fósforo en una capsulita de barro debajo de una campana semejante á la indicada en la anterior figura y perfectamente seca asi como tambien el plato ó media fuente de porcelana mencionado. Para obtener en grande cantidad y de una manera contínua el ácido fosfórico, se hace uso del adjunto aparato, compuesto de las piezas siguientes:



(Fig. 89).

B globo de vidrio de tres tubuluras.

a tubo recto y de bastante diámetro que atraviesa por el corcho de la primera tubulura del globo.

c capsulita de barro ó de porcelana suspendida de la extremidad del tubo *a*, en donde se inflama el fósforo que se introduce por la parte superior del tubo *c*.

s tubo encorvado que conduce el ácido fosfórico formado en el globo *B*.

S frasco perfectamente seco en donde se condensa el ácido fosfórico.

S' tubo en comunicacion con un frasco aspirador (véase la figura 46, frasco *F*, pág. 195) para sostener la corriente de aire.

T tubo en *U* lleno de cloruro de calcio, fundido para desecar el aire atmosférico.

Dispuesto de esta manera el aparato, se quita el tapon de corcho *o* del tubo *a*, y dejando caer á la capsulita *c* un pedazo de fósforo, se inflama, mediante un alambre de hierro calentado: establecida la combustion, se hace funcionar el frasco aspirador con quien comunica el tubo *S* y se continúa así la operacion, hasta tanto que haya fósforo. Concluido éste, no hay más que volver á colocar nueva porcion del modo dicho.

Obtenida una buena porcion de ácido fosfórico anhidro, se recoje rápidamente con espátula de vidrio y se guarda al momento en frascos de boca ancha, muy secos y calientes, pues de lo contrario parte ó todo el ácido absorbe la humedad y se hidrata.

Propiedades del ácido fosfórico anhidro. Preparado este ácido del modo dicho, se presenta bajo la forma de un cuerpo sólido semejante á copos de nieve muy ávido de la humedad, la que absorbe con grande rapidez: es tal su fuerza de combinacion por este líquido, que cuando se sumerje en él un poco de ácido fosfórico anhidro, se produce un ruido semejante al que originaría en igualdad de circustancias un hierro enrojecido; debido á la reduccion instantánea á vapor de una parte del líquido en virtud de la alta temperatura desarrollada por la enérgica combinacion del ácido con el agua.

Acido metafosfórico.

Este ácido, cuyo símbolo es PhO^5,HO y su equivalente

=81, se prepara evaporando en cápsula de platino la disolucion acuosa del ácido fosfórico anhidro, hasta dejarla convertida en una masa vítrea; ó bien calentando fuertemente cualquiera de los otros ácidos fosfóricos. Tiene 11,11 por ciento de agua; lo que corresponde á un equivalente de ella para otro de ácido.

Propiedades del ácido metafosfórico. Sólido, incoloro y transparente: de aspecto vítreo y tanto, que puede confundirse á primera vista con pedazos de cristal: muy soluble en agua: *coagula la albúmina, y precipita en blanco el nitrato argéntico y el cloruro bárico.* Hervida por 15 á 20 minutos cierta porcion de su disolucion acuosa, pierde la propiedad de precipitar la albúmina y el cloruro de bario, pero aun conserva la de precipitar el nitrato argéntico; siendo debido este cambio á que el ácido metafosfórico se ha combinado con otro equivalente de agua, pasando al estado de ácido bihidratado ó pirofosfórico.

Acido pirofosfórico.

Tiene por símbolo $PhO^5,2HO$, y su equivalente es = 90; se prepara disolviendo 100 gramos del ácido fosfórico vítreo en $11^{gr.}$,11 de agua, es decir, otra tanta cantidad de la que ya tiene, y abandonando asimismo el líquido, debajo de una campana, en presencia del ácido sulfúrico.

Se licua toda la masa, produciéndose unos cristales que son el ácido pirofosfórico: tambien puede obtenerse, y este es el método que generalmente se sigue, calcinando al rojo el fosfato sódico ordinario ó del comercio (por cuya accion se cambia en pirofosfato), y tratando luego su disolucion por otra de nitrato de plomo: recogido el precipitado, lavado y descompuesto, en fin, por una corriente de sulfhidohídrico, resulta un líquido que eliminado por filtracion y convenientemente concentrado, constituye el ácido pirofosfórico.

Propiedades del ácido pirofosfórico. Cristalino, incoloro y muy soluble en el agua: su carácter principal y distintivo, es que *ni precipita la albúmina, ni el cloruro bárico; pero si precipita en blanco el nitrato argéntico.* Hervida su disolucion algunos momentos, pierde la propiedad de precipitar en blanco el nitrato argéntico, pero en cambio posee la de precipitarle

en amarillo; y esto por haberse combinado con un equivalente más de agua, pasando á ser ácido fosfórico ordinario.

Acido fosfórico ordinario ó normal.

Tiene por símbolo $PhO^5,3HO$, su equivalente es = 99; se prepara por dos métodos, á saber: 1.° por el fósforo y el ácido nítrico, y 2.° por el clórido fosfórico: para el primer caso se colocan dentro de una retorta tubulada, y en comunicacion con un recipiente, tambien tubulado, 13 partes de ácido nítrico de 1,20 de densidad, y cuando comienza á estar tibio, se echa una parte de fósforo por la tubulura de la retorta; y en fin, se auxilia su accion por el calor, hasta que haya desaparecido la menor porcion de ácido. Llegado este caso, se concentra la disolucion en cápsula de platino hasta película, y por el reposo y enfriamiento cristaliza el ácido.

El segundo método, mucho más rápido, consiste en descomponer por la accion del agua el clórido fosfórico ó percloruro de fósforo: se forma, á espensas de los elementos de ella y del percloruro, ácido fosfórico é hidroclórico, segun indica la fórmula siguiente:

$PhCl^5$	$+ 8HO =$	$PhO^5,3HO$	$=$	$5HCl$
Clorido fosfórico.	Agua.	Acido fosfórico ordinario.		Acido hidróclórico.

Evaporado el líquido á una temperatura de 120 á 125°, se desprende el ácido hidroclórico, y queda el fosfórico, que llevado á mayor concentracion, cristaliza.

Propiedades del ácido fosfórico ordinario. Cristales incoloros y muy solubles en agua, su carácter distintivo es producir, sobre todo constituyendo fosfatos, un precipitado amarillo con el nitrato argéntico, no coagular la albúmina, ni precipitar en blanco el cloruro bárico.

Tomado en el estado de concentracion puede dar lugar á envenenamientos: en este caso debe emplearse la magnesia ó agua de jabon. Ejerce la misma accion y se desarrollan los mismos síntomas que en el ácido sulfúrico concentrado.

Caractéres diferenciales de los ácidos fofóricos.

1.° *Acido fosfórico anhidro.*—Sólido, blanco y semejante á la nieve.

2.° *Acido fosfórico monohidratado ó metafosfórico.*—Coagula la albúmina y precipita en blanco el nitrato argentino y el cloruro bárico.

3.° *Acido fosfórico bihidratado ó pirofosfórico.*—No coagula la albúmina, ni precipita el cloruro bárico, pero sí en blanco el nitrato argéntico.

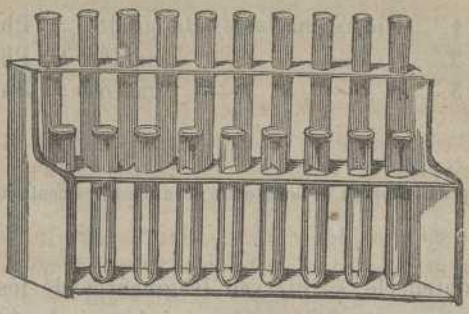
4.° *Acido fosfórico trihidratado ú ordinario.*—No coagula la albúmina, ni precipita el cloruro bárico, pero sí en amarillo el nitrato argéntico.

Por último, pueden establecerse dos séries para la transformacion de estos ácidos, á saber: 1.ª série, el calórico; 2.ª por la hidratacion mediante la influencia del primer agente: el ácido fosfórico trihidratado ú ordinario, puede perder sucesivamente 1 ó 2 equivalentes de agua, y pasar á ácido pirofosfórico y metafosfórico, pero sin que sea posible, por este medio, quitarle el último equivalente de agua. A su vez la accion del agua transforma el ácido anhidro en ácidos monohidratado, bi y trihidratado, ó sea en ácidos meta, piro y fosfórico ordinario.

Reactivo especial del ácido fosfórico. La importancia del papel que desempeña el ácido fosfórico en la naturaleza, la utilidad de evidenciar su presencia, aun en cortísimas dósis, en ciertas aguas, tierras arables, etc. hacia sentir la necesidad de descubrir un reactivo que fuera mucho más sensible que el nitrato argéntico para apreciar los más pequeños indicios de este ácido; Svamberg y Struve han satisfecho dicho deseo, proponiendo con este fin el empleo del *molibdato de amoniaco*, que se prepara, bien sea neutralizando el ácido molibdico por un esceso de amoniaco, ó bien tratando por este álcali, el sulfuro de molibdeno préviamente calcinado.

Hé aquí, como se usa este reactivo: se introduce en un tubo de ensayo, de lòs que constituyen la coleccion tan habitualmente usada en los laboratorios y de la que da una idea la

adjunta figura, un poco del líquido en donde se sospeche la



(Fig. 90).

presencia del ácido fosfórico; en seguida se añade cierta porcion de cloruro cálcico y luego amoniaco hasta que figure este en ligero esceso. Hecho esto, se separa por decantacion, y mejor aun con una pipeta, la mayor parte del líquido claro que cubre el precipitado, y se redisuelve este en un poco de ácido nítrico, ó hidroclórico, al que se habrá agregado préviamente una gota de molibdato de amoniaco: calentado en seguida el líquido se enturbia, originándose un precipitado amarillo de canario, en el caso de que haya siquiera indicios de ácido fosfórico. *El precipitado amarillo es una modificacion isomérica del ácido molibdico* (*Malaguti*).

Combinaciones del fósforo con el hidrógeno.

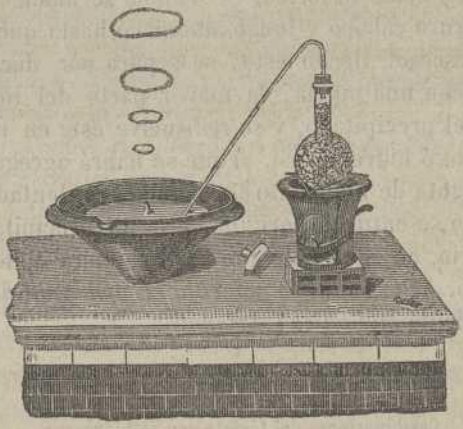
En el año de 1702, Gengembre descubrió un gas singular y que entre otras propiedades posee la de arder espontáneamente al aire aun en presencia del agua, formando unas coronas blancas ascendentes de muy bello efecto; posteriormente Davy señaló otra combinacion gaseosa de fósforo é hidrógeno, no inflamable espontáneamente; y en fin, Paul Thénard, demostró por un delicado é ingenioso estudio químico referente

á estos compuestos, que existen 3 hidrógenos fosforados; á saber:

1.°	Hidrógeno fosforado	sólido	$= Ph^2H$
2.°	—	— liquido	$= PhH^2$
3.°	—	— gaseoso	$= PhH^3$

Hidrógeno fosforado de Gengembre, ó espontáneamente inflamable.

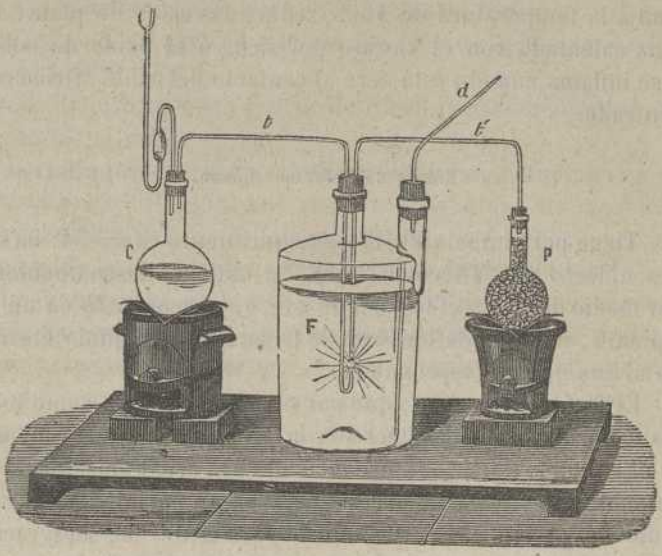
Para obtenerle, se hierven fragmentos de fósforo en una disolucion concentrada de potasa, ó bien calentando un matráz lleno de una mezcla de cal viva y fragmentos de fósforo, segun indica la adjunta figura: por la accion del calor se des-



(Fig. 91).

prenden, á muy pocos instantes de salir el aire del aparato, unas burbujas gaseosas que al llegar á la superficie del agua se inflaman, con una ligera detonacion, produciendo una aureola bellísima que asciende con regularidad, hasta perderse en la atmósfera. El resultado de la combustion, es agua y ácido fosforoso; tambien puede inflamarse este gas, en el seno del agua, mediante el contacto del gas cloro, segun ha idea-

do Mr. Leras haciendo uso del presente aparato, constituido de las piezas siguientes:



(Fig. 92.)

F frasco de dos bocas, casi lleno de agua.
C matráz generador del cloro.
t tubo conductor del gas cloro.
P matráz generador del hidrógeno fosforado de Gengembre.
t' tubo conductor del hidrógeno fosforado.
d tubo de salida para el esceso de gas.

Hidrógeno fosforado sólido.

Este cuerpo, cuyo símbolo es PhH y el equivalente = 65, puede obtenerse abandonando á sí mismas y al contacto del agua varias campanas llenas de gas hidrógeno fosforado, espontáneamente inflamable, ó bien haciendo llegar á dichas campanas una corriente lenta de gas cloro mezclado con ácido carbónico (para modificar su accion); y en fin, se prepara tambien recibiendo en el ácido hidroclórico el gas hidrógeno fosforado arriba dicho.

Propiedades del hidrógeno fosforado sólido. Es un cuerpo sólido, amarillo, dotado de un ligero olor á fósforo; se vuelve rojo abandonado á la influencia de la luz; no se inflama al aire sino á la temperatura de 160°; reduce las sales de plata; detona calentado con el clorato potásico, ó el óxido de cobre, y se inflama cuando está seco al contacto del ácido nítrico concentrado.

Hidrógeno fosforado líquido.

Tiene por símbolo PhH^2 y su equivalente es = 34: ha sido descubierto por Thénard (hijo). Se obtiene descomponiendo por medio del agua el fosfuro de calcio, y recogiendo en un recipiente, rodeado de una mezcla frigorífica, el líquido mezclado al gas que se desprende.

El fosfuro de calcio, que por otra parte posee, como todos los fosfuros alcalinos y térreos, la propiedad de descomponerse al contacto del agua, produciendo gas espontáneamente inflamable (de cuya cualidad pudiera sacar partido la marina, tanto de guerra como mercante, para evitar las desgracias, harto frecuentes, ocasionadas por el encuentro de buques en alta mar), se obtiene haciendo atravesar el fósforo, en vapor, por medio de la cal enrojecida dentro de un crisol de barro, segun indica el corte vertical del aparato representado por la adjunta figura.

(Fig. 93).

F hornillo con doble regilla.

g regilla superior, por donde atraviesa la parte más ancha del crisol *c*.

C parte inferior ó fondo del crisol en donde está contenido el fósforo (esta cavidad está aislada de la cal por una regilla de barro).

g g hornillo sobrepuesto y lleno de carbon encendido, para calentar al crisol.

q q hornillo inferior para volatilizar el fósforo contenido en *c*.

Propiedades del hidrógeno fosforado líquido. Es incoloro, y no solidificable á — 20°; descomponible á + 30°, y frio al contacto de la esencia de trementina: insoluble en agua.

La menor porcion de este cuerpo basta para hacer inflamables espontáneamente á los gases combustibles que de ordinario no poseen esta propiedad, como el hidrógeno, óxido de carbono, cianógeno é hidrógenos carbonados. Todos estos hidrógenos fosforados, y sobre todo el gaseoso, tienen un olor aliáceo característico.

La densidad del hidrógeno fosforado gaseoso y puro es = 1,184; que corresponde á:

		En 100 partes.
1 ½ densidad de hidrógeno.	= 0,103 . .	= 8,56
¼ de la densidad del vapor de fósforo.	= 1,081 . .	= 91,43
= densidad esperimental.	= 1,184 . .	100,00

Calculando ahora la composicion de este cuerpo, en equivalentes y comparándola con la de fósforo, que es 32, resulta que está constituido de:

1 equival. de fósforo.
3 — — hidrógeno.

En efecto:

$$\underbrace{91{,}43}_{\text{Fósforo contenido en 100 partes.}} : \underbrace{32}_{\text{Equivalente del fósforo.}} :: \underbrace{8{,}57 : x}_{\text{Hidrógeno contenido en 100 partes.}}$$

De donde $x = 3$.

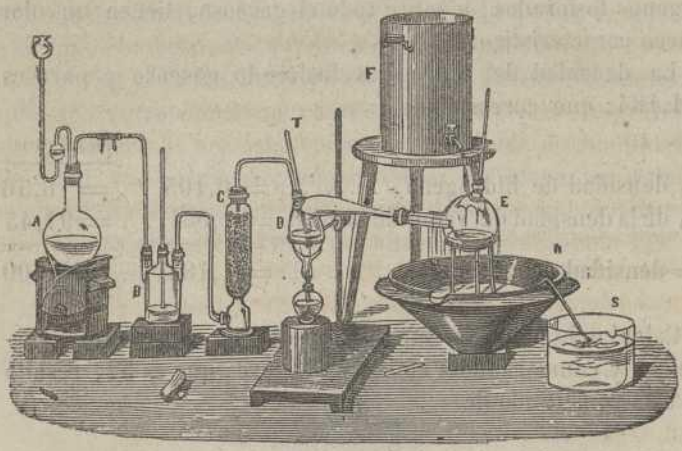
El sulfato cúprico absorbe el hidrógeno fosforado, y el ácí-

do hidroyódico se combina con él, constituyendo cubos cristalinos muy voluminosos.

Combinaciones del fósforo con el cloro.

El cloro y el fósforo se unen en dos proporciones, constituyendo un clórido fosforoso = $PhCl^3$ y un clórido fosfórico = $PhCl^5$: ambos se obtienen haciendo pasar una corriente de cloro á través del fósforo fundido; con la única diferencia de que para el primero, ó sea el protocloruro de fósforo, ha de haber más cantidad de fósforo que de cloro, mientras que para el segundo ha de ser lo inverso.

El aparato es el que indica la adjunta figura, que consta de las piezas siguientes:



(Fig. 94).

A matráz en donde se produce el cloro.
B frasco de locion.
C campana ó cilindro, con cloruro de calcio, para desecar el gas.
D retorta tubulada que contiene el fósforo fundido, mediante la lámpara de alcohol.
T tubo recto de seguridad.
F depósito de agua.

E matráz en donde se condensan los clóridos de fósforo.
R barreño de agua.
S vasija en donde se recoje el agua sobrante.

Debe graduarse con mucho cuidado el fuego y la corriente de cloro, quitando la lámpara en cuanto esté fundido el fósforo.

Propiedades de los clóridos de fósforo. El primero es un líquido que hierve á 78° y cuya densidad es = 1,45: la de su vapor es = 4,742.

El segundo, ó sea el clórido fosfórico es sólido, amarillo y cristalino; se funde y hierve hácia 148°: segun Cahours, debe ser considerado como una combinacion del clórido fosforoso y cloro, lo que hasta cierto punto comprueba la accion parcial que el aire húmedo ejerce cuando se abandona por algun tiempo, en semejante atmósfera dicho compuesto; pues en este caso pierde el clórido fosfórico ó percloruro de fósforo $^2/_3$ de su cloro, ganando en cambio una cantidad equivalente de oxígeno, para quedar reducido á oxicloruro de fósforo, ó más bien *oxiclórido fosforoso*, en virtud de la reaccion siguiente:

$$\underbrace{PhCl^5}_{\text{Clórido fosfórico.}} + \underbrace{2HO}_{\text{Agua.}} = \underbrace{PhCl^3,O^2}_{\text{Oxiclórido fosforoso.}} + \underbrace{2HCl}_{\text{Acido hidroclórico.}}$$

El fósforo se combina tambien con el yodo, pero no tienen importancia alguna los compuestos que por la union de ambos cuerpos se originan.

RESUMEN.

1. El fósforo es uno de los cuerpos simples mas importantes en la naturaleza; fué descubierto en 1669 por Brandt, analizando la orina humana. Un siglo despues Ganh y Scheele evidenciaron este mismo cuerpo bajo la forma de fosfato cons-

tituyendo el caparazon óseo de todos los animales vertebrados y por consiguiente del hombre: el fósforo existe con mucha abundancia en la naturaleza, originando varios productos minerales (fosfatos, fosfuros) y no hay tierra alguna arable que no posea el ácido fosfórico en más ó menos cantidad entre sus elementos constitutivos. Sin fosfatos calizos es de todo punto imposible el cultivo de ciertos vegetales, en especial los cereales, que son los que asociados á la carne de los animales y á ciertas legumbres suministran, particularmente en el pan, al hombre, la cantidad de fosfatos necesaria para nutrir, mediante la sangre, el sistema óseo, es decir, el esqueleto de su cuerpo.

2. La rotacion del fósforo en la naturaleza ha sido la siguiente: 1.° En el estado de fosfato, constituyendo parte de las rocas primitivas; 2.° pasando á ser porcion integrante de los terrenos de transicion y de sedimento; 3.° de aquí ha formado parte de los vegetales; 4.° de estos ha pasado al organismo de los animales; 5.° y en fin, el hombre lo ha adquirido, en primer lugar, de estos, y luego de los dos á la vez, es decir, de los vegetales y de las carnes de los animales con que se nutre. De las sustancias elementales que el hombre condensa en su cuerpo durante la vida, todas vuelven al depósito comun, la atmósfera, escepto los huesos (es decir, el fósforo), que, sobre todo en los pueblos cristianos, son cuidadosamente guardados, con religioso amor y respeto en los sepulcros. Por eso la agricultura moderna, fundada en los importantes estudios de Liebig sobre la influencia de los fosfatos y demás sustancias minerales de los terrenos arables, en la vida de las plantas, elabora y reemplaza con el empleo de los abonos artificiales (muy ricos en fosfatos), el anillo que sustituya en la rotacion perpétua del fósforo en la naturaleza, al que los justos sentimientos cristianos eliminan diariamente del depósito comun bajo la forma de huesos. (Estos contienen término medio, más de 52 por 100 de fosfato de cal: los diéntes poseen cerca de 96 por 100).

3. Se extrae el fósforo de los huesos de toda clase de animales, á cuyo fin se calcinan é incineran; luego se tratan con ácido sulfúrico; se favorece la accion con cierta temperatura, y en fin, se destila el líquido resultante, mezclado antes con car-

bon y desecado en un aparato apropósito. El fósforo es, á la temperatura ordinaria, un cuerpo sólido de color blanco amarillento, fosforescente en la oscuridad (y de aquí el nombre que lleva de porta-luz); inflamable á unos 60°; flexible á la temperatura ordinaria; soluble en el sulfuro de carbono, de donde puede cristalizar en dodecaedros romboidales; reductible á polvo impalpable fundiéndole en una disolucion caliente de urea y agitando el líquido hasta que se enfrie. El fósforo presenta varios estados alotrópicos; entre otros la modificacion roja llamada fósforo amorfo, en que las moléculas de este cuerpo simple se hallan agrupadas de un modo especial, modificando profundamente los caracteres ordinarios del fósforo; así que en tal estado (amorfo) el fósforo tiene color escarlata, no fosforece ni es inflamable á la temperatura ordinaria, sino á la de 260°, y en fin, no es deletéreo.

4. El fósforo se combina con el óxigeno constituyendo diferentes compuestos; en primer lugar, un óxido (Ph^2O) que se forma siempre que arde el fósforo en esceso; bajo limitada atmósfera de aire; además, el fósforo produce, uniéndose con el oxígeno, los ácidos siguientes: hipofosforoso (PhO), fosforoso (PhO^3), y fosfórico (PhO^5): el hipofosforoso se prepara hirviendo el fósforo con agua de barita, descomponiendo por ácido sulfúrico el hipofosfito bárico; el fosforoso, oxidando lentamente el fósforo debajo de una campana de vidrio y en presencia del agua, ó bien descomponiendo el clórido fosforoso por el agua; y en fin, el ácido fosfórico, quemando el fósforo en atmósferas de aire seco, recojiéndole prontamente y guardándole en frascos bien cerrados y tapados herméticamente. Segun tenga el ácido fosfórico 1, 2 ó 3, equivalentes de agua, así posee propiedades distintas y ofrece reacciones particulares en contacto de la albúmina, nitrato argéntico y cloruro bárico; el ácido fosfórico, con un equivalente de agua ($PhO,^5HO$) se denomina *ácido metafosfórico*; el que tiene dos ($PhO^5,2HO$) *pirofosfórico*, y al que posee tres ($PhO^5,3HO$) *ácido fosfórico ordinario*.

5. El fósforo se une tambien con el hidrógeno produciendo 3 hidrógenos fosforados, á saber: el gaseoso (PhH^3), el líquido (PhH^2), y el sólido (Ph^2H). El hidrógeno fosforado espontáneamente inflamable en el seno del agua, al contacto del

aire, y produciendo en este último caso unas coronas blancas, que se elevan con regularidad desde el punto de su produccion hasta perderse en la atmósfera, se obtiene calentando una mezcla alternante de fragmentos de cal y fósforo: la propiedad de ser inflamable espontáneamente es debida á la presencia de un poco de hidrógeno fosforado líquido. El fósforo se combina tambien con el nitrógeno, azufre, cloro y yodo.

LECCION DECIMANOVENA.

ARSÉNICO.—Su fórmula y equivalente.—Su estado en la naturaleza, su estraccion, propiedades y usos.—Combinaciones del arsénico con el oxígeno, ácidos arsenioso y arsénico, su obtencion y propiedades.—Hidrógeno arsenical, su fórmula, equivalente y obtencion; sus propiedades.—Estudio del aparato de Marsh.—Breves ideas acerca de las combinaciones del arsénico con el azufre y el cloro.—Envenenamiento por los compuestos arsenicales.—Sus contravenenos, modo de caracterizar el arsénico en dichas combinaciones.—Resúmen.

Este cuerpo simple, cuyo símbolo es *As*, y su equivalente = 75, es conocido desde la más remota antigüedad, pues ya Geber, en el siglo IX, dice que es muy sutil y de naturaleza semejante al azufre: Alberto el Grande indica un método para extraerle, y Paracelso habla de sus propiedades venenosas, aunque debe entenderse más bien esto del ácido arsenioso que no del radical metaloideo en cuestion. El arsénico ha sido incluido, durante mucho tiempo, entre los metales; pero sus combinaciones con el oxígeno, que todas son ácidas, han dado lugar á colocarle entre los metaloides.

El arsénico se halla rara vez nativo ó libre en la naturaleza, por la facilidad con que se oxida al aire en presencia de la humedad; sin embargo, existe bajo este estado, entre otros puntos, en el alto Rhin: en cambio, son muy comunes las combinaciones del arsénico con los metales (arseniuros) y con el azufre, ó bien con el oxígeno, formando los ácidos arsenioso y arsénico, que unidos con las bases constituyen arsenitos y arseniatos salinos naturales.

Extraccion del arsénico. Se extrae generalmente este cuerpo simple destilando en cilindros de barro ciertos arseniuros metálicos naturales, entre ellos, un sulfoarseniuro de hierro denominado mispickel ($FeAs + FeS^2$): por la accion del calor, el arsénico se volatiliza y queda por residuo un monosulfuro de hierro ($FeAs + FeS^2 = As + 2FeS$). Suele aña-

dirse al mineral un poco de hierro metálico para facilitar la desulfuracion.

Propiedades del arsénico. El arsénico puro es sólido, de color gris negruzco y de aspecto brillante: cristaliza en tetraedros; su densidad es = 5,8; la de su vapor es = 10,37. Bajo la presion ordinaria se volatiliza sin fundirse; pero sometido á una alta presion se funde constituyendo un líquido trasparente; debe conservarse en agua hervida, en la que es completamente insoluble, así como tambien en el agua normal; pero al cabo de un prolongado contacto con ella, puede disolverse una ligerísima porcion de ácido arsenioso debido al oxígeno del aire. Calentado en una corriente de oxígeno ó de aire, se transforma en una sustancia blanca y cristalina, que es el ácido arsenioso, vulgarmente denominado arsénico blanco: tanto el arsénico como todas sus combinaciones guardan las mayores analogías con el fósforo y sus compuestos.

Las dos combinaciones más importantes que el arsénico origina con el oxígeno son: el ácido arsenioso (AsO^3) y el ácido arsénico (AsO^5).

Acido arsenioso.

Este ácido, cuyo símbolo es AsO^3 y su equivalente = 99, se obtiene en grande escala tostando los arseniosulfuros de hierro, cobre, nickel y cobalto, de una manera semejante á la que hemos indicado respecto del arsénico; con la diferencia, que aquí se procura favorecer el contacto del oxígeno para acidificar el arsénico, mientras que en la extraccion de este se destila el mineral en aparato cerrado, y aun así y todo suele formarse cierta cantidad de ácido arsenioso que luego se elimina mediante una nueva destilacion con un cuerpo reductor, como por ejemplo, el carbon. El ácido arsenioso consta en 100 partes de:

24,24	= Oxígeno.
75,76	= Arsénico.
100,00	

Propiedades del ácido arsenioso. Recien obtenido, el ácido arsenioso es vítreo y transparente, pero poco á poco va po-

niéndose cada vez más opaco hasta convertirse en un cuerpo muy semejante á la porcelana: estos dos estados físicos corresponden á dos condiciones *isoméricas* del ácido arsenioso, en las que son distintas la densidad y solubilidad respectivas, segun puede verse por el siguiente cuadro comparativo.

Caractéres del ácido arsenioso amorfo ú opaco.	*Caractéres del ácido arsenioso cristalino ó vitreo.*
Amorfo, opaco y de aspecto semejante á la porcelana.	Vitreo, transparente ó cristalizado en prismas.
Su densidad = 3,699.	= 3,738,
A 12°, un volúmen de agua disuelve 1 parte de él.	A 12°, un volúmen de agua disuelve 3 partes de este ácido.
Disuelto en el ácido hidroclórico no emite luz alguna al cristalizar.	Disuelto en el ácido hidroclórico hay emision de luz, á cada cristal octaédrico de ácido arsenioso que se precipita.

El ácido hidroclórico disuelve el ácido arsenioso con mucha mayor facilidad que el agua destilada: por la accion del calor y del agua pueden cambiar, á voluntad del operador, las modificaciones isoméricas del ácido arsenioso. En efecto, mediante la fusion el ácido arsenioso se transforma en vitreo, y por un descenso de temperatura el vitreo se cambia en opaco: sometido el ácido arsenioso opaco á la influencia de una ebullicion prolongada, se vuelve vitreo; y abandonado este á su vez en líquidos frios, se transforma en opaco.

El ácido arsenioso esparce vapores blancos de olor aliáceo (muy venenosos), cuando se le proyecta sobre carbones enrojecidos, y no los emite cuando el esperimento se ejecuta sobre un ladrillo caliente; lo cual se esplica, admitiendo que el olor es debido á un ácido de arsénico inferior al arsenioso (hipo arsenioso = AsO^2), formado á espensas de la reduccion de una parte del ácido arsenioso, bajo la influencia del carbon. El ácido arsenioso es uno de los venenos más enérgicos y ejerce su accion sobre todos los seres organizados. Los famosos venenos en cuya preparacion tanto sobresalieron los italianos, en cierta época de la historia, tenian este cuerpo por base. No se conoce más que un antídoto para el ácido arsenioso y es el hi-

drato de sesquióxido de hierro; deberá darse al enfermo diluido en agua azucarada en dósis de 2, 3, 4 y aun 5 onzas en varias veces, teniendo cuidado de provocar el vómito de tiempo en tiempo. La mayor parte del éxito dependerá de la prontitud con que sea administrado despues del envenenamiento.

Usos del ácido arsenioso. El ácido arsenioso parece poseer una accion febrífuga poderosa en las fiebres intermitentes por intoxicacion aérea y en las tercianas más que en las cuartanas y cuotidianas. Segun las observaciones de M. Girbal, los enfermos le toleran perfectamente desde 4 miligramos hasta 9 y aun 12 centígramos por dia. A las dósis de 2 decígramos este cuerpo es mortal para el hombre.

Tambien se usa el ácido arsenioso á la dósis de 4 á 10 miligramos, ó sea un centígramo por dia, para combatir la disposicion á la apoplegia en aquellos individuos que poseen una sobre-abundancia de glóbulos sanguíneos: el ácido arsenioso obra, en efecto, en semejante caso, disminuyendo el número de glóbulos sanguíneos y la plasticidad de la sangre; hé aquí por qué es un agente terapéutico precioso contra las congestiones de forma apopléctica. (*Lamarre Picquot*).

En algunos puntos montañosos del Austria y de la Styria, una parte del pueblo tiene la costumbre de tomar ácido arsenioso para poseer un aspecto saludable, y sobre todo, para disminuir la fatiga ocasionada en la ascension á los sitios montañosos, y por lo tanto facilitar la respiracion durante dicho tránsito. Fundándose en este ejemplo práctico, y de todos los dias, han ensayado varios médicos el ácido arsenioso para combatir el asma: los resultados obtenidos han venido en apoyo de esta creencia *á priori*.

Los montañeses, austriacos y styrios empiezan á usarle en dósis de un centígramo, repitiendo la cantidad varias veces por semana, y en ayunas, hasta que habituados ya aumentan la porcion poco á poco. A un tratamiento igual someten los caballos y con el mismo benéfico resultado: pero sustraidos á este régimen, pierden su buen aspecto y brios y enflaquecen (*Ts. Chudy*).

El ácido arsenioso se emplea tambien con escelente éxito y á las mismas dósis, es decir, desde 4 á 10 miligramos, para combatir las afecciones del hígado.

Acido arsénico.

El ácido arsénico, cuyo símbolo es AsO^5, y su equivalente $= 115$, se obtiene tratando el ácido arsenioso por una mezcla de ácido hidroclórico y nítrico (agua régia).

En el estado anhidro es blanco, amorfo y lentamente soluble en agua: hidratado, se presenta bajo la forma de gruesos cristales y muy soluble en agua. Es mucho más venenoso que el ácido arsenioso: introducida una mano en una disolucion de ácido arsénico, bastante diluida para no ser cáustica, produce una sensacion dolorosa en las uñas, luego en toda la mano y antebrazo y en fin, sobreviene una inflamacion que puede llegar á comprometer la vida del individuo, si no se acude á tiempo: felizmente, todos estos síntomas desaparecen, mediante repetidas lociones con agua de cal (Kopp).

Ya hemos indicado la análogia quimica que existe entre el arsénico y el fósforo: restanos repetir aquí la semejanza que tambien se observa en los respectivos oxácidos de ambos metaloides, asi como entre sus sales, que son isomórficas, segun hemos mencionado anteriormente. El ácido arsénico consta en 100 partes de:

$$\begin{array}{r} 34{,}80 = \text{Oxígeno.} \\ 65{,}20 = \text{Arsénico.} \\ \hline 100{,}00 \end{array}$$

Combinacion del hidrógeno con el arsénico.

El arsénico se combina con el hidrógeno en dos proporciones, dando orígen á un hidrógeno arsenical sólido, análogo al hidrógeno fosforado sólido, muy difícil de obtener puro y aun poco estudiado. En cambio se conoce perfectamente el hidrógeno arsenical gaseoso, que tiene por símbolo AsH^3; su equivalente es $= 78$.

Obtencion del hidrógeno arsenical gaseoso. Se obtiene preparando una aleacion formada por la fusion de 1 parte de arsénico y de 3 partes de estaño, ó de zinc y tratando este arseniuro por el ácido hidroclórico (el de estaño), ó el sulfúrico (el de zinc) en un aparato igual al que hemos descrito al

hablar de la extraccion del hidrógeno puro (véase fig. 15, página 98). Las reacciones que tienen lugar en estos casos, son las siguientes:

Con el arseniuro de estaño.

$$\underbrace{AsSn^3}_{\text{Arseniuro de estaño.}} + \underbrace{3HCl}_{\text{Acido hidroclórico.}} = \underbrace{3SnCl}_{\text{Cloruro estannoso.}} + \underbrace{AsH^3}_{\text{Hidrógeno arsenical.}}$$

Con el arseniuro de zinc.

$$\underbrace{As,Zn^3}_{\text{Arseniuro de zinc.}} + \underbrace{3SO^3HO}_{\text{Acido sulfúrico.}} = \underbrace{3ZnO,SO^3}_{\text{Sulfato de zinc.}} + \underbrace{AsH^3}_{\text{Hidrógeno arsenical.}}$$

Propiedades del hidrógeno arsenical. Es un gas incoloro, de un olor algo aliáceo, pero repugnante. Se liquida á — 30°; su densidad = 2,69. Arde con una llama de color lívido, semejante al cadavérico, cuyo carácter está en armonia con su propiedad en estremo venenosa, pues basta respirar muy corta dósis de este gas para perder la vida, como le aconteció al malogrado químico Gehelen. De manera, que aquí se cumple de un modo admirable la prevision con que la Providencia advierte al hombre de los peligros que en este, como con todos los cuerpos venenosos, le amenazan, presentando á manera de aviso, ora un olor fuerte y nunca agradable (hidrógeno sulfurado, arsenical, cianurado ó prúsico etc.) ó bien un color marcadísimo (gases nitrosos, bromo, cloro etc.) El hidrógeno arsenical se descompone bajo la influencia del calor en hidrógeno y arsénico, que puede condensarse en los puntos frios bajo el estado metaloideo, pero con brillo metalico: al arder en presencia del oxígeno del aire, se transforma en agua y en ácido arsenioso de esta manera:

$$\underbrace{AsH^3}_{\text{Hidrógeno arsenical.}} + \underbrace{6O}_{\text{Oxígeno.}} = \underbrace{3HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{AsO^3}_{\text{Acido arsenioso.}}$$

Por una reaccion inversa, esto es, puesto en contacto el hidrógeno, sobre todo en el estado naciente, con el ácido ar-

senioso, se produce agua é hidrógeno arsenical, de este modo:

$$AsO^3 + 6H = 3HO + AsH^3$$

en cuyo principio estriba principalmente el reconocimiento del arsénico en los casos de envenenamiento, haciendo uso del aparato llamado de Marsh, que en breve describiremos. El hidrógeno arsenical reduce prontamente las sales de plata, de oro y las de mercurio. Un volúmen de dicho gas contiene:

		En 100 partes.
1 ½ volúmen de hidrógeno.	= 0,1032 .	= 3,85
¼ de volúmen de vapor de arsénico.	= 2,5910 .	= 96,15
Densidad experimental = 2,69	2,6942	100,00

Como se vé, hasta entre este cuerpo y el hidrógeno fosforado gaseoso hay una absoluta identidad de composicion: en fin, el hidrógeno arsenical es tambien absorbido por el sulfato cúprico, á semejanza de lo que sucede con el hidrógeno fosforado.

Combinaciones del arsénico con el azufre.

Las principales son las siguientes:

1.° Sulfido hipoarsenioso. . . . . = AsS^2 (rejalgar).
2.° Sulfido arsenioso. . . . . = AsS^3 (oropimente).
3.° Sulfido arsénico. . . . . = AsS^5

Sulfido hipoarsenioso.

Este cuerpo, conocido vulgarmente con el nombre de *rejalgar*, que tiene por símbolo AsS^2 y cuyo equivalente es = 107, existe en la naturaleza en ciertas localidades de Hungría, Sajonia, Boemia y Transylvania bajo la forma de un cuerpo de color rojizo é insoluble en el agua; tambien existe constituyendo estalactitas voluminosas cerca de un volcan en la isla de *Ximo* en el *Japon*. Puede obtenerse fundiendo en un crisol una mezcla de un equivalente de arsénico y de 2 equivalentes de azufre, ó bien una mezcla de 2 equivalentes de ácido arsenioso y 5 equivalentes de azufre.

Suele emplearse el rejalgar como materia colorante, lo cual debiera proscribirse, así como tambien el uso de toda

dos los residuos salinos de la preparacion del hidrógeno mediante el zinc laminado y el ácido sulfúrico (véase la pág. 98), se evaporan hasta sequedad, se disuelven en agua, filtran y evaporan de nuevo hasta cristalizacion. Recogidos los cristales perfectamente blancos y transparentes, se colocan entre papel absorbente; ya secos, se disuelven en agua destilada y se vierte en la disolucion carbonato sódico puro, hasta tanto que no se forme más precipitado blanco á la adicion de nueva dósis del cuerpo precipitante: hecho esto, se recoge el precipitado, se lava, deseca, calcina y en fin, se destila dentro de una retorta de barro, en comunicacion con un recipiente de vidrio, pero mezclado antes dicho precipitado con carbon vegetal. El zinc obtenido, se funde de nuevo en un crisol bien cubierto, y cuando esté fundido se vierte poco á poco desde cierta altura sobre agua caliente, que otra persona estará agitando sin cesar, á fin de evitar la proyeccion del líquido: granulado el zinc de este modo, se coloca en el aparato indicado y se añade un poco de agua y el ácido sulfúrico destilado y puro.

Operando con semejantes precauciones, no debe haber el menor indicio de sospecha en estos reactivos, únicos que pudieran ser dudosos, supuesto que la idea emitida por algunos de que el vidrio de los frascos con que se opera pudiera ser arsenical, no tiene el menor fundamento en nuestro pais. Escusado creemos indicar, que á la más pequeña duda sobre la pureza de estos cuerpos, no debemos comenzar operacion alguna judicial, sin estar absolutamente satisfechos, por datos experimentales, de que los reactivos poseen ya las condiciones debidas.

Caracterizar el arsénico en residuos sospechosos. Se fraccionará la sustancia en 2 partes: una se guardará para poder comprobar los esperimentos en caso de necesidad, y la otra se subdividirá en 5 porciones, marcando cada una con las letras alfabéticas *A*, *B*, *C*, *D*, *E*, á fin de metodizar cuanto sea posible todos los resultados *de cuyo conjunto esperimental* se han de deducir las pruebas, demostrables ante el tribunal, de la existencia ó no existencia del crimen que se sospecha.

La porcion *A*, se introducirá en el fondo de un tubo de vidrio cerrado por un estremo, terminando en bola en esta

parte, y estirado á la lámpara, á partir de la esfera; en fin, de un modo semejante á los tubos para termómetros y areómetros: acto continuo se verterán pedacitos de carbon vegetal y se mezclará todo íntimamente. Hecho esto, se calentará durante unos 10 á 15 minutos y con la lámpara de alcohol, lo contenido en la esfera del tubo, y se tendrá cuidado del fenómeno que se verifique.

La porcion *B* se echará por pequeñas dósis sobre una ascua cojida con unas pinzas y se observará si se forma algun producto volátil dotado de un olor particular.

La parte *C* se introducirá en otro tubo de ensayo, y se calentará durante algunos minutos con agua destilada; á seguida se decantará el líquido y se irá estudiando cuidadosamente en él, primero, la accion del nitrato argéntico con algo de amoniaco, y despues la de un cristalito de nitrato cúprico amoniacal.

La porcion *D*, se disolverá en un poco de ácido hidroclórico, y esta disolucion se sujetará á una corriente de sulfido hídrico por espacio de algunas horas, guardando cuidadosamente, como en los demás ensayos, el cuerpo resultante en el caso de que se forme.

Y en fin, la porcion *E* se introduce en el aparato recomendado por la Academia de ciencias de Paris para estas investigaciones, y cuyo aparato viene á ser el último perfeccionamiento al primitivo de Marsh (un tubo en forma de U y con llave), modificado sucesivamente por Orfila, Berzelius, Liebig y Kœppelin. La adjunta figura da una idea cabal de dicho aparato compuesto de las piezas siguientes:

(Fig. 95).

A frasco productor del hidrógeno, mediante el agua, zinc y ácido sulfúrico puros.

m n tubo de un centímetro de diámetro que sirve para verter el ácido y la sustancia que se ha de ensayar, mediante un embudito de cristal que se adapta á la parte superior *n*.

a b c tubo de vidrio con una esfera soldada en su centro, y en la que hay algodon en rama cardado, á fin de evitar la filtracion del gas que se desprende.

c d tubo de mayor diámetro que los demás, y que contiene amianto, con el objeto de fijar las partículas de la disolucion que sean arrastradas mecánicamente por el gas (puede sustituirse el amianto por pedazos de algodon ó de papel de filtro cortado en tiras y bien seco).

f g tubo de algunos milímetros de diámetro terminado en capilar, que se calienta en su medio con el hornillito portatil de hierro *e*, despues de estar bien seguros de que se ha desprendido el aire del aparato, pues de lo contrario, habria esplosion: inflamado el gas hidrógeno puro, con las precauciones dichas en la pág. 103, puede ya calentarse el tubo de que hablamos, y en seguida verter el líquido ó materia sospechosa dentro del frasco *A*, por el embudito colocado en el tubo *n*.

g abertura capilar del tubo en donde se inflama el hidrógeno.

c platillo, cápsula ú otro objeto de porcelana, para ensayar constantemente sobre la llama la produccion de manchas oscuras pero brillantes, condensables en las partes frias de dichos objetos.

El fundamento del uso de este aparato estriba: 1.° en la propiedad que tienen todos los compuestos arsenicales de ceder el radical al hidrógeno naciente, tal como se produce la reaccion entre el zinc, agua y ácido sulfúrico; 2.° en la descomposicion, á cierta temperatura, del hidrógeno arsenical en sus factores, desprendiéndose el hidrógeno y quedando el arsénico con los caractéres metálicos que le distinguen; y 3.° en la propiedad que el mismo hidrógeno arsenical posee de arder incompletamente, precipitando arsénico, cuando se disminuye la temperatura y se intercepta el contacto del oxígeno del aire, que es lo que se verifica cortando la llama con un objeto de porcelana frio y seco.

Terminadas todas estas operaciones, sospecharemos que

hay arsénico en el caso afirmativo de obtener los resultados siguientes:

1.° En el ensayo con la porcion *A*, se ha de obtener un anillo oscuro, brillante, que pueda recorrer á voluntad del operador, y por su extrema volatilidad, toda la longitud del tubo: cortado éste con una lima algunas líneas más abajo de dicho anillo, debe transformarse, por la accion del calor (se ha de calentar de modo que la extremidad del tubo forme con la llama de la lámpara un ángulo obtuso), en una sustancia blanca, de aspecto cristalino, que recogida y calentada de nuevo con carbon, vuelva á regenerar el anillo metálico con todos sus caractéres.

2.° La porcion *B* ha de dar un humo blanco y de olor á ajos cuando se le proyecte sobre las ascuas.

3.° Ha de haber un precipitado amarillo, ó de color rojo ladrillo, ó en fin verde en la porcion *C*, sometida sucesivamente á la accion del nitrato argéntico y á los cristalitos de sulfato cúprico-amónico.

4.° El líquido *D*, sujetado á una corriente de gas sulfhídrico, ha de producir un precipitado amarillo, insoluble en el agua, soluble en el amoniaco, potasa, sosa y sobre todo en los sulfuros alcalinos, de donde vuelve á ser precipitado mediante la accion de un ácido: introducida además cierta porcion de esta sustancia amarillenta en un tubo de ensayo, y calentada con un poco de cal viva, ha de reproducir el mismo anillo observado al examinar la porcion *A*.

5.° Y en fin, vertida en el aparato de Marsh y con las precauciones dichas, la porcion *E*, ha de producir las manchas brillantes en la porcelana y el anillo en el tubo; cuyas manchas, tratadas con unas gotas de agua régia y concentradas hasta casi sequedad, en aparato cerrado de vidrio, han de dar con el nitrato argéntico amoniacal un precipitado rojizo.

Reconocer el arsénico mezclado con sustancias alimenticias. Para esto se ejecutarán las operaciones siguientes:

1.ª Calentar préviamente la mezcla con carbon, en un matráz de vidrio.

2.ª Acidular ligeramente las sustancias en cuestion con ácido nítrico puro.

3.ª Filtrar el líquido, y buscar en él la huella del arsénico

despues de concentrado, de una manera análoga á la que hemos dicho anteriormente.

4.ª Recoger el carbon y destilarle dentro de una retorta tubulada, en presencia del agua y de una corriente de cloro, pero de modo que el cuello de la retorta se sumerja algunas líneas dentro del agua destilada que habrá en el recipiente, á donde se ha de dirigir el clorido de arsénico en el caso de que exista: ensayado el producto de la destilacion, segun dejamos expuesto, veremos por las reacciones conocidas, si hay ó no indicios de arsénico.

Averiguar la presencia del arsénico en las secreciones y visceras. Este caso es bastante parecido al anterior; sin embargo que aquí es más indispensable la destruccion de la materia orgánica, capaz no solo de complicar muchísimo las operaciones, sino hasta de inutilizarlas.

Prescindiendo del juicio crítico de los diferentes procedimientos aconsejados para destruir la materia orgánica, nos fijaremos en los dos mejores, á saber:

1.° Destilar el líquido ú órgano, dividido en fragmentos pequeños, bajo la influencia de una corriente de cloro.

2.° Tratar la sustancia en cuestion con ácido nítrico, sobresaturado de vapores hiponítricos, y recoger sobre agua destilada los vapores que se desprendan, así como el producto de la destilacion.

Hecho esto, se caracterizará el arsénico, por los medios ordinarios, ensayando tanto el líquido destilado como el residuo de la retorta.

Distinguir las manchas arsenicales de las de antimonio. Teniendo alguna semejanza el antimonio y el arsénico reducidos, bajo la forma de manchas, conviene distinguirlos, para no confundir con arsénico, huellas quizá de un emético ó de cualquiera otro medicamento antimonial.

He aquí los principales caracteres, que diferencian ambos cuerpos.

1.° El anillo antimonial no se volatiliza, mediante el calor, con la facilidad que el arsenical.

2.° La mancha ó anillo antimonial, calentada al contacto del aire, se transforma en una sustancia blanca, casi insoluble y mucho menos volátil que el ácido arsenioso.

3.° El anillo antimonial, tratado por el ácido nítrico, no dá precipitado alguno con el nitrato argéntico.

4.° Los hipocloritos muy diluidos disuelven y hacen por consiguiente desaparecer las manchas arsenicales, mientras que apenas disuelven las de antimonio.

5.° El ácido nítrico disuelve las manchas de ambos; pero neutralizados los líquidos por tartrato potásico, las de antimonio forman gruesos cristales de tártaro emético, de donde es fácil caracterizar el antimonio: las de arsénico forman un líquido con los caractéres de un arseniato, reconocible por los medios dichos, particularmente por el nitrato argéntico.

6.° Finalmente; el ozono se combina con las manchas arsenicales, transformándolas en un polvo blanco y cristalino (ácido arsenioso), mientras que no ejerce accion alguna sobre las de antimonio.

Contravenenos de los compuestos arsenicales. Varios son los antídotos preconizados con este objeto: pero los principales son la magnesia suministrada en bastante abundancia y desleida en agua; el óxido férrico hidratado y tomado tambien con algun esceso (20 granos, por ejemplo, de ácido arsenioso, necesitan 32 de hidrato de óxido férrico). Lo primero que debe hacerse, en el caso desgraciado de un envenenamiento de esta índole, es facilitar el vómito del individuo, bien sea con la albúmina de huevo, ó con aceite comun: y acto continuo, procurar, á toda costa, la secrecion de la orina; *hacer vomitar al hígado;* hé aquí la espresion gráfica que en semejantes casos usaba nuestro querido maestro Orfila, y á cuyo objeto prescribia la pocion diurética siguiente: de 3 á 4 litros de agua de Seltz, ¼ de litro de vino blanco y una onza de nitrato de potasa.

El hígado posee una predisposicion marcada á retener por mucho más tiempo que ninguna otra víscera, los compuestos arsenicales solubles; así que es frecuente caracterizar el arsénico en la orina de un individuo, despues de haber transcurrido bastante tiempo en que se ingirió la sustancia tóxica.

RESUMEN.

1. El arsénico es muy parecido al fósforo en sus condiciones químicas, por más que antiguamente haya sido incluido entre los metales: todas sus combinaciones con el oxígeno son ácidas; no existe ninguna oxibase arsenical. El arsénico se halla algunas veces nativo en la naturaleza, pero impuro por la facilidad con que experimenta un principio de oxigenacion; se extrae reduciendo con carbon el ácido arsenioso; es sólido, denso, de aspecto gris y textura cristalina; echado en las ascuas forma unos humos blancos (muy venenosos) dotados de olor aliáceo; es insoluble en agua y por lo tanto no venenoso, *inmediatamente*, ingerido en el estómago de los animales. Pasado cierto tiempo, se oxida y disuelve en los líquidos ácidos (jugo gástrico), y ya entonces es muy venenoso.

2. El arsénico combinado con el oxígeno dá origen principalmente á dos ácidos, á saber: el arsenioso (AsO^3), y el arsénico (AsO^5); se obtiene el primero, tostando al aire y condensando en aparatos convenientes varios arseniuros metálicos, entre otros un arsenio-sulfuro de hierro denominado *mispickel* ($FeAs + FeS^2$); el segundo se prepara tratando el ácido arsenioso con ácido nítrico, ó bien el arsénico con agua régia. Tambien se combina el arsénico con el hidrógeno y azufre, constituyendo un hidrógeno arsenical y varios sulfidos: el hidrógeno arsenical se forma descomponiendo una aleacion de zinc y arsénico por el ácido sulfúrico, dentro de un aparato semejante al que sirve para obtener el hidrógeno (véase la figura 15, pág. 98); es un gas eminentemente venenoso, incoloro, liquidable á — 30°; de olor aliáceo fétido; arde con llama lívida ó semejante al color cadavérico; el producto de la combustion es agua y ácido arsenioso; interponiendo un cuerpo frio en la llama, que intercepte en cierto modo el contacto del oxígeno atmosférico, se descompone el hidrógeno arsenical, depositando manchas de arsénico metálico; igual descomposicion tiene lugar sujetando dicho gas á cierta temperatura: los sulfidos de arsénico más importantes son el rejalgar, ó sulfido hipoarsenioso (AsS^2) el sulfido arse-

nioso ú oropimente (AsS^3), y el sulfido arsénico (AsS^5), que pueden obtenerse fundiendo una mezcla de azufre y arsénico en las cantidades correspondientes á estas fórmulas. El arsénico se une igualmente con el cloro y otros varios metaloides.

3. El ácido arsenioso puede ofrecer dos estados isoméricos distintos, uno vítreo y otro opaco, que presentan caractéres físicos diversos; el ácido arsenioso disuelto en agua forma un precipitado amarillo con el nitrato argéntico (arsenito argéntico), y verde montaña ó de Scheele, tratado con un poco de sulfato cúprico ligeramente amoniacal. El ácido arsénico forma precipitado rojo ladrillo con el nitrato argéntico amónico.

Muchos de los compuestos arsenicales, y sin embargo de ser en general muy venenosos, entran á constituir, ya solos ó bien asociados á otros cuerpos, varios agentes medicinales: el mismo ácido arsenioso es un excelente febrífugo contra las intermitentes, en especial las tercianas, originadas por intoxicacion aérea. La dósis es desde 4 miligramos á 9 y hasta 12 centigramos por dia (*Girbal*): tambien sirve para combatir la predisposicion apoplética de ciertos individuos en virtud de la disminucion que determina de los glóbulos sanguíneos en la sangre de los mismos (*Lamarre*); y en fin, el ácido arsenioso facilita la respiracion en las ascensiones penosas por las montañas (de aquí el frecuente uso que de él hacen las gentes del pueblo en varios puntos de Austria y Styria), y es, parece, un excelente específico para combatir el asma (*Tschudi*).

4. Para reconocer el arsénico en los casos de envenenamiento hay que tener presente tres circunstancias: 1.ª si hay algun residuo en donde se sospeche existe un preparado de arsénico sin mezcla alguna con otro cuerpo; 2.ª si el arsénico debe buscarse en medicamentos, bebidas, ó alimentos; 3.ª si debe, en fin, justificarse el arsénico en las materias del vómito, secreciones ó en las visceras.

En el primer caso, se dividirá la sustancia sospechosa en dos partes; una se guardará para comprobar en todo tiempo los resultados experimentales obtenidos, y la segunda parte se subdividirá en cinco porciones, á saber: *A*, *B*, *C*, *D*, *E*.

Se creerá en la existencia probable del arsénico por el conjunto de hechos siguientes:

1.° No haber huella ni mancha alguna arsenical mediante un experimento, llamado en seco, á fin de probar la pureza de los reactivos que han de emplearse, particularmente el zinc y el ácido sulfúrico.

2.° Formar anillo oscuro y brillante en el tubo de ensayo la porcion *A*. cuyo anillo sea muy volátil, soluble en los hipocloritos alcalinos diluidos, y transformable por el calor en un polvo blanco brillante, el cual pueda otra vez, mezclado con carbon dentro de otro tubo, regenerar el anillo de aspecto metálico.

3.° Producir la porcion *B*, proyectada sobre las ascuas, un humo blanco de olor á ajos.

4.° Dar la porcion *C*, hervida en agua destilada, bien sea un precipitado amarillo con el nitrato argéntico, ó verde con el sulfato cúprico amoniacal, ó bien, en fin, rojo ladrillo con el referido nitrato argéntico.

5.° Obtener un precipitado amarillo con la porcion *D*, disuelta en ácido hidroclórico y sometida durante algunos dias á la accion de una corriente de hidrógeno sulfurado: este precipitado amarillo ha de ser además insoluble en agua, soluble en el amoniaco, álcalis y sobre todo en los sulfuros alcalinos; y en fin, ensayada con cal viva dentro de un tubo, y de un modo semejante el seguido con la porcion *A*, regenerar el mismo anillo metálico que con esta.

6. Obtener manchas y anillo de aspecto matálico, introduciendo la porcion *E* en el aparato llamado de Marsh, con las modificaciones adoptadas por la Academia de ciencias de París (véase la última figura).

Para reconocer la presencia del arsénico en líquidos complejos ó en las vísceras, es preciso destruir ante todo la materia orgánica, para lo que se destila la sustancia dentro de una retorta tubulada en comunicacion con un recipiente que tenga agua destilada, en la que esté sumergida algunas líneas la estremidad de la retorta; pero haciendo de manera que á la vez que destile la sustancia líquida ó sólida (en cuyo caso se añade algo de agua destilada), se halle sometida á la accion de una corriente de cloro, ó de ácido hiponítrico. Luego se ensayan del modo dicho, tanto el residuo como el líquido destilado.

7. El mejor antídoto en los casos de envenenamiento es la magnesia desleida en agua y el hidrato de óxido férrico (este parece que es poco eficaz): ante todo, debe procurarse hacer vomitar al enfermo, bien sea con albúmina, agua caliente ó aceite, y en seguida darle la pocion diurética recomendada por Orfila, compuesta de 3 á 4 litros de agua de Seltz, ¼ de litro de vino blanco y una onza de nitrato potásico: el hígado demuestra una predileccion particular, entre todas las vísceras, para retener los compuestos arsenicales, de ahí el axioma de Orfila: *hacer á toda costa vomitar al hígado en semejantes casos.*

LECCION VEINTE.

BORO Y SILICIO.—Su obtencion y propiedades.—Acido bórico.—Su obtencion y propiedades.—Acido silícico.—Su obtencion y propiedades.—Acido hidrofluosilícico.—Su obtencion y propiedades.—CARBONO.—Estudio de sus diferentes estados en la naturaleza.—Principales combinaciones del carbono con el oxígeno.—OXIDO DE CARBONO.—ACIDO CARBONICO.—Métodos de obtencion y propiedades de estos cuerpos.—Aguas gaseosas artificiales.—Gas cloxicarbónico.—ACIDO OXALICO.—Su obtencion y propiedades.—Principales combinaciones del carbono con el hidrógeno.—HIDROGENO PROTOCARBONADO, O GAS DE LOS PANTANOS.—Su obtencion y propiedades.—HIDROGENO BICARBONADO, OLEIFICO, O GAS DEL ALUMBRADO.—Su obtencion y propiedades.—SULFIDO CARBONICO (sulfuro de carbono.)—Su obtencion y propiedades.—CIANOGENO.—Su obtencion y propiedades.—Principales combinaciones del cianógeno con el oxígeno.—ACIDO CIANICO, FULMINICO Y CIANURICO.—Su obtencion y propiedades.—ACIDO HIDROCIANICO O PRÚSICO.—Su obtencion y propiedades.—Breve idea de las combinaciones del cianógeno con el cloro y con el yodo.—Resúmen de los cuerpos metaloideos en familias.—Caractéres de ellas.—Teoría de Gerhard.—Resúmen.

Boro.

Este cuerpo simple metaloideo, cuyo símbolo es Bo y su equivalente = 10,89, no existe libre en la naturaleza: en cambio son bastante abundantes en ella sus combinaciones con otros cuerpos, particularmente con el oxígeno.

Puede obtenerse el boro bajo tres estados alotrópicos diferentes, á saber: *amorfo*, *grafitoide* (semejante al gráfito ó plombagina), y *cristalizado*.

Obtencion del boro amorfo. Para ello se funde en un crisol de hierro una mezcla de 100 gramos de ácido bórico vítreo, y 60 gramos de sódio, y se cubre la masa con 45 gramos de sal comun: vertido el producto, todavía caliente, sobre agua acidulada con ácido hidroclórico, se filtra el líquido y deseca el filtro sobre ladrillos calientes.

Propiedades del boro amorfo. Polvo gris, insoluble en agua y en el ácido hidroclórico débil; calentado al contacto del aire es piróforo y se transforma en ácido bórico.

El boro grafitoide, se prepara fundiendo en un crisol una mezcla de fluoborato de potasa y de aluminio, y añadiendo como fundente partes iguales de cloruro potásico y sódico. Se presenta bajo la forma de láminas, con frecuencia exagonales, opacas y con el aspecto del grafito.

Y en fin, *el boro cristalizado* se obtiene fundiendo en un crisol de carbon, una mezcla de 80 gramos de aluminio en gruesos pedazos y 100 gramos de ácido bórico vítreo: el crisol de carbon se introduce en otro de plombagina. Tratado el residuo de la fusion, primero, por una legia de sosa cáustica, segundo, por ácido hidroclórico hirviendo, y en fin, por una mezcla de ácido hidrofluórico y nítrico, queda una masa cristalina de boro.

Propiedades del boro cristalizado, ó diamante de boro. Es transparente y límpido, ó bien ligeramente teñido en rojo ó en amarillo, por sustancias estrañas; de aspecto en todo igual al diamante, duro como él, supuesto que raya al *corindon*; cristalizable en octaedros tetragonales; refracta la luz como el diamante. Su densidad es = 2,68: á la temperatura producida por el soplete de gas hidrógeno, no es fusible el boro cristalizado. El dia en que se facilite su obtencion, podrá el boro cristalino sustituir en todos sus usos al diamante.

Acido bórico.

Este cuerpo, denominado tambien sal sedativa de Homberg, tiene por símbolo BoO^3, y su equivalente es = 35: existe en la naturaleza como producto volcánico, proyectado por varios cráteres todavía en cierta actividad; entre ellos, debemos mencionar el de Toscana, conocido con el nombre de *Lagoni*, y de cuyo seno brota constantemente una mezcla muy caliente de ácido carbónico, nitrógeno, hidrógeno sulfurado, agua en vapor, ácido hidroclórico, ácido bórico, materias orgánicas y sulfatos amónico, ferroso y de alúmina. Unos 10 establecimientos situados alrededor de este punto, utilizan el calor del agua en vapor y demás circunstancias naturales que para esta industria les brinda la localidad, y extraen anualmente un millon de kilógramos de ácido bórico cristalizado, que representan próximamente un valor de diez millones de

reales; con la circunstancia, de que dicha cantidad de ácido bórico procede de la evaporacion de unos diez millones de kilógramos de líquido, sin que se haya empleado para ello ni una máquina, ni un gramo de carbon; sino la temperatura natural del mismo líquido, es decir, que en esta industria la naturaleza proporciona todo, y solo tiene que ocuparse el hombre de recoger el producto

Dumas supone que la produccion del ácido bórico natural, puede esplicarse admitiendo que en el interior del volcan existe el sulfuro de boro el cual, puesto de vez en cuando en contacto con el agua, da orígen á ácido bórico y á hidrógeno sulfurado, de este modo:

$$\underbrace{BoS^3}_{\text{Sulfuro de boro.}} + \underbrace{3HO}_{\text{Agua.}} = \underbrace{BoO^3}_{\text{Acido bórico.}} + \underbrace{3HS}_{\text{Hidrógeno sulfurado.}}$$

Obtencion del ácido bórico. Aunque generalmente todo el ácido bórico que se usa en los laboratorios, procede del que circula en el comercio, bueno es saber que puede obtenerse este cuerpo, descomponiendo por el ácido sulfúrico, añadido en muy pequeñas porciones, una disolucion concentrada y caliente del biborato sódico (*Borax* $= NaO,2BoO^3$) pero cuidando de agitar continuamente el líquido interin se vierta el ácido: justificada por el papel de tornasol la acidez intensa del líquido, se recoge el ácido bórico precipitado y se purifica por repetidas cristalizaciones.

Caractéres del ácido bórico. Escamas blancas nacaradas y fusibles, constituyendo en este caso una masa vítrea y trasparente que sirve como fundente general, segun vimos en el estudio del soplete y sus usos; poco soluble en agua fria, pero bastante en agua caliente; y en fin, ácido débil por via humeda, pero de los más enérgicos por via seca. Uno de los mejores caractéres distintivos del ácido bórico, es la coloracion verde que comunica á la llama de alcohol: el boro se combina con otros metaloides constituyendo cuerpos muy poco ó nada interesantes para nosotros.

Silicio.

El silicio tiene por símbolo *Si*, y su equivalente es $= 21,35$:

existen 3 modificaciones alotrópicas de silicio, análogas á las del boro y que se obtienen de una manera idéntica; la 1.ª, ó sea el *silicio amorfo*, se prepara descomponiendo, mediante la accion del calor, una mezcla de fluoruro de silicio y de potásio con esceso de este metal: la 2.ª, ó sea el *silicio grafitoide*, fundiendo á elevadísima temperatura una mezcla de dicho fluoruro y aluminio, y en fin la 3.ª modificacion alotrópica, ó sea el *silicio cristalizado*, se obtiene fundiendo 1 parte de zinc granulado, 3 del fluosilicato de potasa y 1 parte de sódio cortado en pedazos.

Caractéres de los estados alotrópicos del silicio. El amorfo, es un polvo fino, oscuro, insoluble en agua y que arde como carbon, calentado al contacto del aire, el *grafitoide*, son cristales aislados en tablas y de una densidad = 2,49: su color y aspecto es semejante al grafito. Y en fin, el *cristalizado*, se presenta bajo la forma de pirámides de 6 caras, semejantes á los diamantes de caras curbas y trasparentes.

Acido silícico.

El ácido silícico es muy abundante en la naturaleza y no hay planta que no le contenga: puede decirse que es el esqueleto de todas. El cristal de roca, el cuarzo, el ópalo, la piedra de afilar y en fin todas las arenas no son más, en general, que diferentes formas de este ácido. Tiene por símbolo SiO^3 y su equivalente es = 45,35.

Obtencion del ácido silícico. Se obtiene el acido silícico fundiendo arena fina ó cuarzo pulverizado, con un esceso de potasa; frio el resíduo, se trata por agua, produciéndose lo que antiguamente se denominaba *licor de pedernales*. Vertiendo poco á poco ácido hidroclórico, en este silicato, se precipita el ácido silícico gelatinoso ó sea la sílice soluble; cualidad que pierde por la desecacion en razon á quedar eliminado un equivalente de agua (los silicatos solubles, se emplean, á modo de barniz, para hacer incombustibles las maderas y varios objetos). El ácido silícico anhidro, es un polvo blanco muy fino, insoluble en agua y en los ácidos; el ácido silícico es la base de la fabricacion de la loza, porcelana, cristal, etc.

Woheler y Buff han descubierto recientemente un óxido

de silicio ($=Si^2O^3+2HO$) descomponiendo por el agua el cloruro silícico ácido: es un polvo blanco voluminoso, y que á 300° arde con una luz fosforescente, desprendiéndose hidrógeno; destilado en aparato conveniente produce hidrógeno siliciado. Ejerce una accion reductriz enérgica sobre las sales metálicas.

El silicio se combina tambien con el azufre, cloro y varios otros cuerpos: de todos estos compuestos, solo nos interesa conocer el fluoruro silícico y el ácido hidrofluosilícico.

Fluoruro de silicio.

Tiene por símbolo $SiFl^3$ y su equivalente es $= 78,89$. Se obtiene calentando en aparato de vidrio, perfectamente seco y puesto en comunicacion con la cuba de mercurio, una mezcla de ácido sulfúrico, fluoruro de calcio y cuarzo, ó bien vidrio pulverizado: la reaccion es la que expresa la ecuacion siguiente:

$$\underbrace{3CaFl}_{\text{Floruro de calcio.}} + \underbrace{SiO^3}_{\text{Silice.}} + \underbrace{3SO^3}_{\text{Acido sulfúrico.}} = \underbrace{3CaO,SO^3}_{\text{Sulfato de cal.}} + \underbrace{SiFl^3}_{\text{Floruro de silicio.}}$$

Propiedades del fluoruro de silicio. Es un gas incoloro, muy ávido de la humedad y el más fumante de todos los gases; así que suele emplearse como reactivo para graduar la desecacion de los gases en las análisis eudiométricas. En contacto del agua se descompone en silice gelatinosa y en ácido hidrofluosilícico, de este modo:

$$\underbrace{3SiFl^3}_{\text{Fluoruro de silicio.}} + \underbrace{3HO}_{\text{Agua.}} = \underbrace{SiO^3}_{\text{Acido silícico.}} + \underbrace{(2SiFl^3 + 3HFl)}_{\text{Acido hidrofluosilícico.}}$$

Acido hidrofluosilícico.

Se obtiene este ácido calentando en un matráz de vidrio, una mezcla en partes iguales de arena y fluoruro de calcio y añadiendo luego 6 partes de ácido sulfúrico; el tubo de des-

prendimiento del matráz comunica con una copa de bastante capacidad, y en cuyo fondo hay un poco de mercurio para que dicho tubo de desprendimiento esté sumergido en él algunas líneas. Sobre el mercurio se coloca agua: al llegar el fluoruro de silicio, en contacto del agua, se descompone en ácido hidrofluosilicico y en silice gelatinosa, en virtud de la reaccion últimamente formulada.

Filtrado el ácido hidrofluórico por un lienzo y concentrado, se presenta bajo la forma de un líquido incoloro, muy ácido y que, entre otras propiedades, posee la de producir un precipitado gelatinoso en las sales de potasa.

El silicio se combina tambien con el cloro, bromo y yodo, constituyendo varios cuerpos que solo ofrecen interés científico.

Carbono.

Este cuerpo simple, uno de los *elementos fundamentales* del organismo animal y vegetal, tiene por símbolo C, y su equivalente es = 6. Científicamente hablando, decimos *carbono* cuando nos referimos al elemento ó cuerpo simple, tal como suponemos está formando parte del organismo, ó bien cuando hablamos del diamante, ó bien, en fin, de los compuestos constituidos por este cuerpo simple: en todos los demás casos, indicamos con la palabra *carbon* las diversas formas físicas en que el carbono puede ofrecerse en la naturaleza, ó las que el arte puede producir. Por lo tanto, metodizaremos el estudio elemental de este cuerpo en tres partes, á saber:

1.ª Carbono puro.
2.ª Carbones.
3.ª Combinaciones del carbono con los demás cuerpos simples.

Carbono puro. El carbono puro elemental é idéntico á como está constituyendo los órganos y productos vegetales y animales, no ha podido todavia ser aislado, así como tampoco debemos creer que los demás cuerpos fundamentales (oxígeno, hidrógeno etc.), que hemos estudiado, están exactamente en el organismo bajo la misma forma que poseen cuando los reproducimos. Parece lo probable que se hallen en condiciones

alotrópicas (é isoméricas en sus compuestos) especiales, sobre las que todavia sabemos poco ó nada con certeza.

Carbono cristalizado ó diamante. El carbono puro y cristalizado ó diamante, se halla en los terrenos de aluvion que proceden de rocas ferruginosas pertenecientes á la formacion de squistos arcillosos, y cuyos restos han sido transportados por las aguas: los yacimientos más considerables son; en el Brasil, en los reinos de Visapour y de Golgonda, en la India, en la isla de Borneo, y en fin, en la Siberia.

Los diamantes de mayores dimensiones, que hasta el dia se conocen son, por su órden, los siguientes:

Nombres.	*Dueños.*	*Peso antes de la talla.*	*Peso despues de una talla incompleta.*	*Peso despues de la talla completa.*	*Valor aproximado en que se estiman.*
El Borneo.	Del Rajáh de Maitan, en Borneo. . .	Se ignora..	Se supone bien tallado.	300 quila (1) = 63 gram.	Incalculab.
Regente. . . .	Corona de Francia. . .	410 quilates	»	136 $\frac{7}{8}$	Unos 20 millones de rs.
Estrella del Sur.	(Se ignora).	254	»	125 $\frac{1}{4}$	16 id
El Kohi-Noor (=montaña de luz.	Reina de Inglaterra. . .	»	180 quilat.	103	11 id.
De Rusia. . .	Emperador de Rusia. . .	»	195 id.	»	12 id.
Gran Duque de Toscana.	Emperador de Austria..	»	139 id.	»	10 id.

La talla del diamante data, segun se cree, del año de 1475 y es debida á Luis de Berguem: el primer diamante tallado por este artista flamenco, fué comprado por Cárlos el Temerario, que le perdió al año siguiente en la batalla de Grandson.

Caractéres del carbono puro y cristalizado, ó diamante. Cuerpo sólido y el más duro de cuantos existen en la naturaleza, supuesto que raya á todos los demás; es fijo é infusible, mal conductor de la electricidad: su densidad varia entre 3,50 á 3,55; su calor especifico es = 0,1192. El diamante puede ser

(1) El quilate equivale á 0gr.,212 milígramos: el precio de los diamantes está en la misma relacion que los cuadrados de sus pesos. El precio medio del quilate de diamantes de 1.ª suerte, es sobre 400 rs.

amorfo y cristalino; sus principales formas en este último caso son: el octaedro y sobre todo el dodecaedro romboidal. El diamante posee en el más alto grado la refraccion simple, y el poder dispersivo: fundado en estas dos propiedades, dedujo Newton la combustibilidad del diamante; sin embargo, Davy fué el primero que demostró la identidad de los productos de la combustion del carbon y del diamante. Hay diamantes incoloros y otros teñidos de diferentes matices por óxidos metálicos: sometido el diamante á la accion de una elevadísima temperatura, producida por la pila de Bunsen, se ablanda, pierde de peso y se vuelve negro. Verificando Desprez la operacion inversa, con carbon ordinario, ha conseguido obtener cristales microscópicos de diamante ó bien diamante en polvo, con todas las propiedades del diamante natural: la obtencion del diamante perfecto parece por lo tanto estar ya solo reducida á cuestion de perfeccionamiento en los medios.

Carbones, *Grafito ó plombagina* (*mina de plomo*). Despues del diamante, viene esta variedad de carbon que existe cristalino en la naturaleza, y que puede obtenerse artificialmente disolviendo el carbon en el hierro fundido: el grafito natural suele contener de 95 á 96 por 100 de carbono; su densidad es = 2,5; es de aspecto aplomado, lustroso y mancha los dedos de negro, y por consiguiente el papel, y de aquí su uso para hacer lápices. Tambien se emplea en la galvanoplastia para cubrir los moldes.

Negro de humo. Es el producto de la combustion de ciertas sustancias orgánicas ricas en carbon (resina de pino, grasas, etc.) condensado en puntos frios dispuestos al intento: contiene sobre 80 por 100 de carbono puro y 10 por 100 de impuridades. Se usa para tinta de imprenta.

Negro de huesos ó de marfil, ó negro animal. Es el producto de la destilacion, en aparatos cerrados, de los huesos procedentes de los animales: está constituido por carbon dividido y todas las sustancias fijas de los huesos, particularmente los fosfatos, de cuyas sustancias puede despojársele por la accion del ácido hidroclórico, quedando entonces convertido en carbon negro animal puro.

Carbon vegetal. Para obtenerle se siguen dos procedimientos; uno llamado el de los *bosques*, y otro denominado por

destilacion. En el primer método, solo se obtiene sobre 17 por 100 de carbon, en razon á que una gran parte del carbono del vegetal se pierde bajo la forma de compuestos carbonados: el método por destilacion es mucho mejor, porque además de dar más carbon (sobre 38 á 40 por 100), permite utilizar los productos líquidos y gaseosos procedentes de la destilacion de la madera.

Además de este grupo de carbones existen los llamados fósiles, que son principalmente los siguientes: *el lignito, la antracita y la hulla.* El lignito es un carbon duro, de aspecto mate y ofreciendo casi siempre la huella del vegetal que le ha producido: se denomina antrácita, á una variedad de carbon que, entre otros caractéres tiene el de no producir coke por resíduo, es decir, la masa de carbon sólido y compacto que produce la hulla. Hay varias especies de hulla; en general, se dividen en *grasas* y en *magras:* las primeras dejan por la destilacion, término medio, 75 por 100 de coke (carbon), mientras que las segundas, producen cerca de 60 por 100 de resíduo carbonoso.

Propiedades generales del carbon. Siendo conocidas prácticamente de todo el mundo las principales propiedades del carbon, nos limitaremos á indicar aquí la cualidad más dominante, á saber la de la *absorcion*, en cuya circunstancia se funda la *decoloracion* y *la desinfeccion.* El órden de porosidad, respecto de los diferentes carbones, y por lo tanto de su poder absorbente y decolorante es: 1.° *el carbon animal*; 2.° *el de leña;* 3.° *negro de humo calcinado;* 4.° *Coke.* La porosidad del carbon, es causa del fraude que suelen cometer los carboneros, dando el agua contenida en los poros de dicho combustible, al precio del carbon, con perjuicio del público.

Análisis de los combustibles.

Si por combustibles consideramos á todos aquellos cuerpos que al combinarse con el oxígeno desprenden calor y en ciertas ocasiones luz, tendremos que admitir un gran número de cuerpos combustibles; pero si se trata de utilizar la produccion del calor, se reducen los cuerpos mencionados á un número muy corto. Son condiciones necesarias las que debe reunir

todo combustible las siguientes: arder en el aire con facilidad; poco coste y que los productos de la combustion no perjudiquen ni á los seres que han de respirarlos ni á los aparatos que los contengan: estas condiciones las llenan precisamente aquellas sustancias en que predominan el carbono é hidrógeno, y son: la leña, el carbon de leña, hulla, carbon de hulla ó Coke, antracita, lignito, turba, carbon de turba, estiercol etc.

Los elementos orgánicos esenciales de los combustibles son, carbono, oxígeno é hidrógeno: el nitrógeno si existe es en muy pequeña cantidad. La parte inorgánica esta constituida por la sílice y otras sales.

Análisis. Para poder apreciar la cantidad de gas producida por un peso dado de cualquier carbon se introduce este en un tubo de hierro enrojecido, al que se adapta en la estremidad abierta, un corcho atravesado por un tubo de vidrio que termina en un frasco apropósito para recojer gases. Continuando la operacion hasta que cese el desprendimiento del gas se determina la cantidad de este en volúmen prévias las correcciones de temperatura y presion.

El residuo de esta operacion es la cantidad de cok existente en el ejemplar ensayado, cuya mitad en peso da el tanto por 100 de cok.

Las cenizas se aprecian por el peso, para lo cual se quema en una cápsula de platino un determinado peso de carbon.

La operacion que más interesa en el análisis es la de determinar el azufre que contiene el carbon á causa de que dicho cuerpo ejerce una accion estraordinariamente corrosiva, destruyendo el hierro y el cobre de las calderas de vapor y otros utensilios. Para determinar la cantidad de azufre contenido en una muestra se mezclarán, previamente purificadas, 4 partes de KO,NO^5, media parte de carbon bien pulverizado, 8 de NaCl y 4 de KO,CO^2; dicha mezcla se calienta suavemente en un crisol de platino hasta que la masa haya tomado un color blanquizco. Enfriada y disuelta en el agua se trata la disolucion por HCl, agregando BaCl, en tanto que se vaya precipitando el sulfato de barita el cual despues de quemado deberá pesarse: por cada 100 partes 13,70 son de azufre.

Aunque del dominio de la física, nos permitiremos dar en

este sitio algunas ligeras ideas respecto al poder calorífico de los combustibles y modo de determinarle, movidos por la importancia que en sí encierra el problema.

Cuando se queman pesos iguales de combustibles diferentes dan por resultado cantidades muy desiguales de calor. La potencia calorífica es igual á estas cantidades. Varios son los métodos propuestos para la resolucion del problema; pero todos imcompletos.

Poder calorífico determinado por el carbon é hidrógeno.

Conocida la cantidad de C é H existente en un combustible, puede deducirse su poder calorífico, sabiendo préviamente el de dichos cuerpos, toda vez que ellos son los únicos productores de la combustion. Segun un gran número de observaciones y cálculos hechos con la mayor precision, resulta que para los combustibles arriba mencionados, la cantidad de calor producida por los compuestos de C é H es igual á la suma de la que producen dichos elementos; pero, teniendo presente que parte del H combínase con el O que contiene el combustible para formar agua, la cual no produce calor, siendo por lo tanto necesario corregir la operacion disminuyendo dicha agua del H existente en el cuerpo: por este método, hecho con la posible precision y por otros experimentos, se ha averiguado que la potencia calorífica del hidrógeno es = 34,742 calorías por Kil. y para el carbono 7,200.

Otro de los métodos seguidos aunque no exacto es el de Berhier, que consiste en colocar en un crisol de arcilla una cantidad dada de combustible, se cubre con litargirio y se pone al fuego: quemado todo el combustible que habia en el crisol, se separa el plomo del litargirio (PbO); el plomo proviene de dicho óxido reducido, y como el carbono reduce un peso de plomo 34 veces mayor que el suyo; basta dividir por 34 el obtenido y tendremos el carbon que existia en el combustible.

Finalmente, el doctor Ure ha propuesto tambien otro aparato semejante al de Rumfort, perfeccionado, y cuyos detalles pueden verse en las obras de física.

Por medio de estos diferentes métodos, háse determinado el poder calorífico de diferentes sustancias, y de la comparacion de los resultados obtenidos y de los que dá la práctica se ha formado la adjunta tabla.

Casca de tenería. .	= 2300	Cok.	= 6200
Azufre.	= 2600	Lignito.	= 6200
Madera con $^{20}/_{100}$ de agua.	= 2800	Hidrógeno bicarbonado.	= 6600
Madera seca. . . .	= 3600	Antrácita.	= 7000
Turba con $^{20}/_{100}$ de agua.	= 2800	Carbon de madera.	= 7500
Turba seca.	= 3800	Carbono.	= 7200
Carbon de turba. .	= 5800	Hulla (tér. medio.)	= 7500
		Hidrógeno.	= 34942

Combinaciones del carbono con el oxígeno.

El carbono se une con el oxígeno en 7 proporciones, constituyendo los compuestos siguientes:

1.° Oxido de carbono. = CO »
2.° Acido cabónico. . = CO^2 »
3.° — oxálico. . . . = C^2O^3,HO
4.° — mesoxálico. . = C^3O^4 »
5.° — rhodizónico. = $C^7O^7,3HO$
6.° — crocónico. . = C^5O^4,HO
7.° — melítico. . . = C^4O^3,HO

De estas combinaciones solo nos ofrecen interés las tres siguientes:

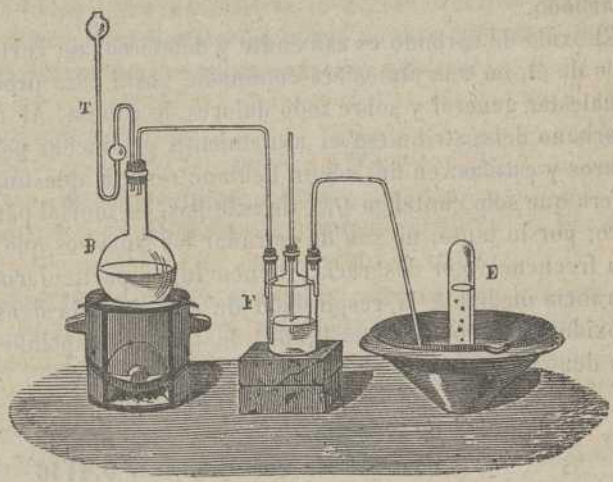
Oxido de carbono.
Acido carbónico.
Acido oxálico.

Oxido de carbono.

Tiene por fórmula CO, y su equivalente es = 14. El óxi-

do de carbono es el producto constante de la combustion incompleta del carbono, sea por esceso del metaloide combustible, ó lo que es lo mismo, por falta de oxígeno, ó bien de la temperatura necesaria para la union total de ambos cuerpos: la base azul de la llama de nuestras bujías, la de los hornos, chimeneas, braseros, y en fin, siempre que la madera ó el carbon, arden produciendo una llama de color azul, debe atribuirse en general á la combustion del óxido de carbono.

Obtencion del óxido de carbono. Puede prepararse este cuerpo por dos procedimientos; el primero consiste en hacer atravesar por un tubo de porcelana ó de hierro, lleno de carbon y enrogecido, una corriente de ácido carbónico; pero haciendo de modo que el producto resultante sea recogido en la cuba de agua. La reaccion se expresa de esta manera: $CO^2 + C = 2CO$. El segundo método, que es el que generalmente se sigue, consiste en descomponer el ácido oxálico en el matráz B, del adjunto aparato, para lo que basta añadir ácido sulfúri-



(Fig. 96).

co por el embudo del tubo de seguridad: el frasco F, sirve para lavar el gas y absorber con legía de cal el ácido carbónico producido y la campana E, para recojerle. La reaccion que en este caso tiene lugar, es bien sencilla, pues se reduce á que

privando el ácido sulfúrico al oxálico del agua necesaria para su existencia, le descompone en ácido carbónico que retiene la legía de cal ó de potasa, contenida en el frasco F, y en óxido de carbono que se desprende: en efecto, el ácido oxálico C^2O^3 es $= CO^2 + CO$. La siguiente ecuacion esplica perfectamente cuanto dejamos dicho.

$$\underbrace{C^2O^3,HO}_{\text{Acido oxálico.}} + \underbrace{SO^3,HO}_{\text{Acido sulfúrico.}} = \underbrace{SO^3,2HO}_{\text{Acido sulfúrico hidratado.}} + \underbrace{CO^2}_{\text{Acido carbónico.}} + \underbrace{CO}_{\text{Oxido de carbono.}}$$

Propiedades del óxido de carbono. Es un gas incoloro, inodoro, neutro y no liquidable; arde con llama azulada característica, transformándose en ácido carbónico, como se comprueba vertiendo agua de cal ó de barita en una campana en donde se halla inflamado dicho gas; pues al punto, se forma un precipitado blanco de carbonato de cal ó de barita, circunstancia que no tenia lugar antes de la inflamacion del óxido de carbono.

El óxido de carbono es asfixiante y deletéreo: un corto volúmen de él, en una atmósfera confinada, basta para producir un malestar general y sobre todo dolores de cabeza. Al óxido de carbono debe atribuirse el atufamiento producido por los braseros y estufas: en fin, segun Leblanc resulta que una atmósfera que solo contenga $^1/_{100}$ de este gas, es mortal para un pájaro; por lo tanto, no son de estrañar los suicidios que, con harta frecuencia por desgracia, tienen lugar particularmente en Francia mediante la respiracion de este gas: la densidad del óxido de carbono es $= 0,967$, lo que corresponde á la suma de:

$^1/_2$ densidad de oxígeno.	$=$	0,5528
$^1/_2$ — de vapor de carbono.	$=$	0,4146
		0,9674

Densidad esperimental $= 0,967$.

En este caso, el óxido de carbono está representado por la fórmula $CO(=2C^1/_2O^1/_2)$: el equivalente del carbono en volúmenes es $=1$ volúmen (C); para otros químicos, entre ellos

Dumas, dicho equivalente es = 2 volúmenes (C^2). Se emplea con escelente éxito, el óxido de carbono, como anesthésico local en los casos de coxalgia, reumatismo articular y de histerismo (Coze).

Acido carbónico.

Segun demostramos al hablar del aire, el ácido carbónico es uno de los cuerpos más abundantes en la naturaleza, bien sea en el estado de libertad, bien disuelto en las aguas, ó bien, en fin, unido con las bases constituyendo los carbonatos térreos y metálicos.

El ácido carbónico puede obtenerse, quemando la leña ó el carbon en suficiente atmósfera de aire, y mejor de oxígeno, y recogiendo el gas despues de lavado: el mejor método para preparar el ácido carbónico, es descomponer en un frasco, semejante al que sirve para obtener el hidrógeno, un carbonato de cal, por ejemplo, el mármol ó la creta, y bajo la accion del ácido hidroclórico, pues el sulfúrico formaria sulfato de cal insoluble (yeso) que dificultaria la accion ulterior del nuevo ácido sobre el carbonato. La teoría de esta operacion es muy sencilla, segun demuestra la ecuacion siguiente:

$$\underbrace{CaO,CO}_{\text{Carbonato de cal.}} + \underbrace{HCl}_{\text{Acido hidroclórico.}} = \underbrace{CaCl}_{\text{Cloruro de calcio.}} + \underbrace{HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{CO^2}_{\text{Acido carbónico.}}$$

Propiedades del ácido carbónico. Es un gas incoloro, de un olor ligeramente agrio: de un sabor ácido agradable, impropio para la combustion y por lo tanto para la respiracion; forma precipitado blanco, insoluble en el agua, y soluble en los ácidos (con efervescencia) en presencia del agua de cal ó de barita. Un litro de este gas, pesa en las circunstancias normales 1gr.977: liquidable y solidificable mediante una fuerte presion (18 atmósferas) y un frio considerable (— 30°).

La densidad del ácido carbónico gaseoso es = 1,529: por consiguiente un volúmen de ácido carbónico puede considerarse constituido por:

En equivalentes.			En 100 partes.
= 1 de carbono = 6 1 vol. de oxígeno.	= 1,1056	= 72,73
2 — oxígeno = 16 ½ — — vapor de carbono	= 0,4234	= 27,27
22 densidad esper. = 1,529	1,5290	100,00

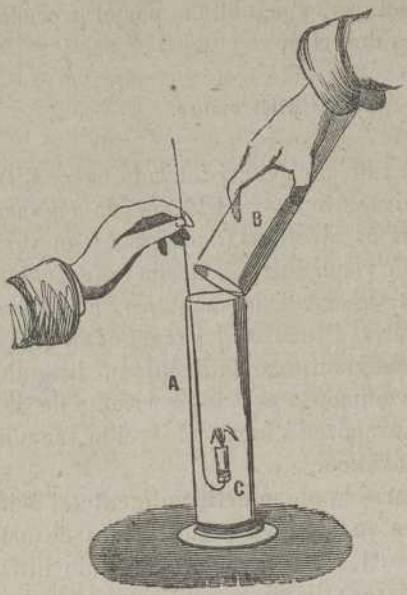
La densidad del ácido carbónico líquido, es = 072: el agua disuelve su propio volúmen de este gas, aumentando la solubilidad de él en razon directa de las presiones; y de aquí el uso de aparatos resistentes y productores de ácido carbónico, para preparar el agua saturada de él, ó bien la de Seltz, que viene á ser análoga. Las cervezas y vinos gaseosos, en particular el de Champagne, deben á la presencia de este ácido su calidad espumosa y muchas de sus estimadas propiedades: el ácido carbónico es un gas asfixiante y algo deletéreo (1) segun las opiniones de Orfila y Esquirol; de modo que contribuye con el óxido de carbono á hacer mortífera una atmósfera abundante en ambos gases y confinada. En las cercanías de Nápoles, hay una célebre gruta llamada *la gruta del perro*, en donde la mucha abundancia de ácido carbónico que allí se desprende forma una atmósfera que, en razon de la densidad del gas, se halla junto al suelo y constituye precisamente la altura que en general alcanza la talla de un perro: por consiguiente, un niño de igual tamaño pereceria en semejante atmósfera. Durante la fermentacion del mosto, se desprende igualmente gran cantidad de ácido carbónico, lo que hace sea expuesto el permanecer mucho tiempo en los lagares poco aireados.

Para demostrar la incomburencia del ácido carbónico, al propio tiempo que su densidad mayor que la del aire, se ejecuta el experimento de verter á una campana, en donde hay un cuerpo en combustion, el volúmen de ácido carbónico contenido en otra campana, segun se vé por la siguiente figura.

Respecto á las propiedades médicas de que gozan las aguas minerales, ya sean naturales ó ya artificiales gaseosas aciduladas, son debidas precisamente al gas de que estamos tratando; á este gas deben dichas aguas así como tambien el vino de

(1) En nuestra opinion el ácido carbónico es muy deletéreo en ciertos estados isoméricos, aun poco conocidos por la ciencia.

Champagne y la cerveza, etc. la poderosa accion diurética que poseen estos diferentes líquidos: obra tambien como atem-



(Fig. 97).

perante y tal vez como anti-espasmódico; así que suele recomendarse el agua de Seltz artificial, (la cual no es más que una disolucion de cuatro volúmenes de ácido carbónico en un volúmen de agua) en ciertas afecciones nerviosas del estómago, así como tambien en ciertos dolores nefréticos. Se administra á la dósis de uno, dos ó más vasos cada dia.

En Alemania se emplean con excelente éxito vahos de ácido carbónico puro ó mezclado con aire, ó bien con hidrógeno sulfurado, para combatir la debilidad de la vista, la amblilogia y ciertas enfermedades del oido: en cambio Boussingault ha observado, que los mineros expuestos á la accion del ácido carbónico, concluyen por perder la vista. En fin, se ha ensayado, aunque inútilmente, utilizar como fuerza motriz la extraordinaria tension del ácido carbónico líquido: la mezcla de ácido carbónico sólido y éter, produce por la vaporizacion

un descenso de temperatura de — 90°, capáz de solidificar en algunos minutos dos libras de mercurio.

El agua saturada de ácido carbónico tiene todas las propiedades químicas del gas, y se obtiene por el procedimiento general varias veces descrito.

Acido oxálico.

El símbolo de este cuerpo cristalizado es $= C^2O^3,HO$ (+ 2 de agua); su equivaleute es = 126: existe en varias plantas al estado de oxalatos alcalinos (acederas) y en varias legumbres. En Alemania y en Suiza, extraen este ácido de dichos vegetales, á cuyo fin clarifican sus jugos, cristalizan los oxalatos, y despues de redisueltos, los tratan con acetato de plomo, con lo que obtienen oxalato de plomo insoluble, el que es finalmente descompuesto por una corriente de ácido sulfhídrico. Filtrado y evaporado luego el líquido, se obtiene cristalizado el ácido oxálico.

Puede prepararse tambien artificialmente el ácido oxálico, tratando una parte de almidon por 8 partes de ácido nítrico de una densidad = 1,12. El oxígeno del ácido nítrico quema gradualmente el esceso del hidrógeno y carbono de esta sustancia néutra (tambien puede servir el azúcar), hasta que quedan los elementos reducidos á la proporcion en que puedan constituir el ácido oxálico.

Propiedades del ácido oxálico. Sólido, cristalizable en prismas cuadrangulares oblicuos; soluble en agua y en alcohol; á 180°, se descompone parcialmente en ácido carbónico, ácido fórmico y óxido de carbono. El ácido oxálico, y aun mejor todavía el oxalato de amoniaco, es el mejor reactivo para caracterizar las sales de cal: este cuerpo es venenoso á la dósis de 15 á 20 gramos. Entre los mejores métodos para obtener ciertos metales muy puros y divididos figura el de descomponer los respectivos oxalatos.

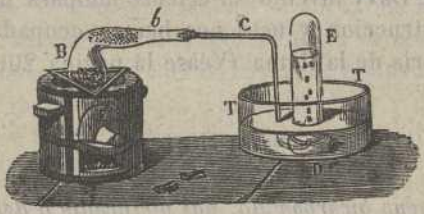
El gas ácido cloxicarbónico, se produce dejando abandonados á si mismos volúmenes iguales de cloro y óxido de carbono: no tiene aplicacion alguna. En cuanto á los ácidos *rhodizónico, crocónico* y *melítico*, indicaremos sucintamente su produccion y propiedades al hablar de los productos accesorios

de la obtencion del potásio, ó reacciones especiales de este cuerpo con el carbono.

Hidrógeno protocarbonado.

El hidrógeno protocarbonado, *gas de los pantanos ó de las intermitentes*, tiene por símbolo C^2H^4 (ó bien, CH^2), y su equivalente es = 16 ó bien 8: existe, aunque accidentalmente, en la naturaleza en el límite más ó ménos estenso de ciertos sitios pantanosos y en el de las grandes ciudades.

Obtencion del hidrógeno protocarbonado. Puede extraerse por el método de Volta, ó sea llenando un frasco de agua, colocando un embudo encima é invirtiendo luego todo en un estanque ó sitio cenagoso: agitando el fondo de él, con una vara, se ven ascender multitud de burbujas gaseosas que van ocupando progresivamente la capacidad del referido frasco. Tambien se estrae el hidrógeno protocarbonado, descomponiendo en una retorta de vidrio una mezcla de 30 gramos de cal viva, 20 de potasa cáustica sólida y otros 20 gramos de acetato de sosa (Persoz): el aparato es el que indica la presente figura.



(Fig. 98.)

B b, es la retorta; *C*, el tubo de conduccion de gas (debe ser de seguridad); *E* la campana para recibirle, y *T T* la vasija que hace veces de cuba hidroneumática. La teoría de la operacion está indicada por la ecuacion siguiente:

$$\underbrace{NaO,C^4H^3O^3}_{\text{Acetato de sosa.}} + \underbrace{KO,HO}_{\text{Potasa cáustica.}} = \underbrace{NaO,CO^2 KO,CO^2}_{\text{Carbonatos alcalinos.}} + \underbrace{C^2H^4}_{\text{Hidrógeno protocarbonado.}}$$

Propiedades del hidrógeno protocarbonado. Gas incoloro,

de olor desagradable, casi insoluble en el agua, un litro de este gas pesa 0gr.,797. Su densidad es = 0,55, lo que segun las análisis eudiométricas, corresponden á:

2 densidades (vol.) de hidrógeno.	= 0,1382
½ densidad (vol.) de vapor de carbono. .	= 0,4146
	0,5528

densidad directa = 0,55.

Por consideraciones, de que en lugar oportuno nos haremos cargo, los químicos no admiten la fórmula CH^2, como parece debiera ser en vista de la composicion de este cuerpo, sino esta otra C^2H^4 que representa cuatro volúmenes.

El hidrógeno protocarbonado no es comburente, pero si combustible; arde con una llama amarillenta, algo azulada, siendo el producto de su combustiou agua y ácido carbónico. Una mezcla de un volúmen de este gas y siete ú ocho de aire, produce una atmósfera explosiva de las más violentas, y que han sido, por desgracia, muy frecuentes en los trabajos mineros hasta que Davy inventó su célebre lámpara de seguridad, de cuya construccion y usos nos hemos ocupado en la combustion y teoría de la llama. (Véase la página 200.)

Hidrógeno bicarbonado.

El hidrógeno bicarbonado, gas oleificante ó del alumbrado, tiene por fórmula C^4H^4 y su equivalente es = 28: se obtiene, bien sea del alcohol y ácido sulfúrico, ó por la destilacion de la hulla, aceites, grasas, etc.

Para proceder por el primer método, que es como resulta puro, se introduce en un matráz semejante al de la figura 70 (pág. 307) una parte de alcohol, luego arena, y despues se añaden, por el tubo de seguridad, cinco ó seis partes de ácido sulfúrico; hecho esto, se pone en comunicacion el matráz con un frasco tubulado en donde hay una disolucion de potasa cáustica para lavar el gas, y en fin, se rerecoge este en una campana colocada sobre la cuba hidroneu-

mática: para mayor precaucion, debe hacerse la mezcla de alcohol y ácido sulfúrico en una cápsula de porcelana antes de introducirla en el matráz.

Para operar por el segundo método, no hay más que destilar la hulla en una retorta de barro y recoger el gas producido, pero despues de lavado á través de una lechada de cal, en la cuba hidroneumática.

Propiedades del hidrógeno bicarbonado. Es un gas incoloro, de olor empireumático; liquidable bajo un frio muy intenso; poco soluble en agua, más en el éter y en alcohol; arde con una llama muy brillante, siendo el producto de su combustion agua y ácido carbónico.

Su densidad es = 0,978; un litro de este gas pesa 1 gramo 265; está compuesta de:

2 vol. hidrógeno.	0,1382	= 1 vol. de hidrógeno bicarbonado.
1 — vapor de carbono. .	0,8290	
	0,9672	

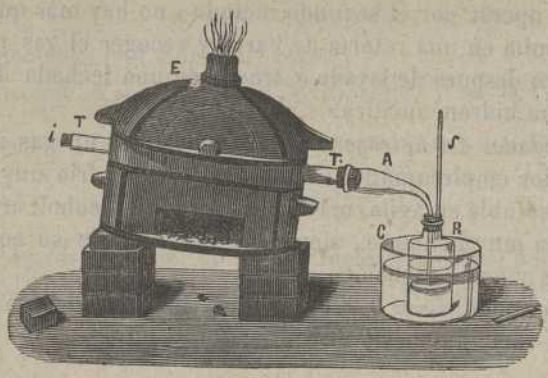
Segun se ve, la densidad teórica se aproxima bastante á la deducida por la esperiencia: la mezcla de un volúmen de hidrógeno bicarbonado y de tres de oxígeno, es eminentemente esplosiva. Mezclando volúmenes iguales de cloro y de hidrógeno bicarbonado, se forma un líquido oleaginoso con un olor agradable, denominado licor de los Holandeses.

Sulfuro de carbono.

Hay dos combinaciones del azufre con el carbono; una, poco importante, denominada sulfido carbonoso ó protosulfuro de carbono (CS), y otra, el súlfido carbónico (licor de Lampadius) más interesante para nosotros que la anterior, y por lo tanto de la que vamos á ocuparnos.

El súlfido carbónico (bisulfuro de carbono) tiene por símbolo CS^2 y su equivalente es = 32: se obtiene fundiendo y volatilizando el azufre en presencia del carbon colocado en un

tubo de porcelana enrojecido. El aparato es el que indica la adjunta figura constituida de las piezas siguiente:



(Fig. 99).

E hornillo prismático bastante inclinado del lado *T E*.
T T tubo de porcelana en donde se coloca el carbon.
A alargadera de vidrio.
R frasco con agua destilada en donde se condensa el producto.
C vasija de vidrio ó de otra clase cualquiera y con agua, para enfriar el frasco de condensacion.
S tubo recto para la salida de los gases no condensables.

En cuanto á la marcha de la operacion, es muy sencilla: enrojecido el tubo de porcelana y por consiguiente el carbon contenido en él, se quita el tapon de corcho junto á *T*, y se introducen sucesivamente pedazos de azufre que se funden y combinan con el carbono, constituyendo el súlfido de carbono, cuerpo muy volátil y que se condensa en el recipiente: mediante una ó dos destilaciones del producto, en aparato de vidrio, se obtiene bastante puro ya para la generalidad de sus aplicaciones.

Propiedades del sulfuro de carbono. El sulfuro de carbono es un líquido muy móvil, incoloro y muy refringente, posee un olor semejante al de las berzas corrompidas. Su densidad á + 15° es = 1,271; hierve á 48° y arde á 350° con una llama azulada, produciendo ácido sulfuroso y ácido carbónico: no es solidificable y puede producir, por su evaporacion en la

máquina neumática, un frio de — 60°. La densidad de su vapor es = 2,67: mezclado con el oxigeno produce una mezcla muy esplosiva. Disuelve gran número de cuerpos, tales como el azufre, fósforo, yodo, resinas, cuerpos grasos, aceites, goma elástica, etc.

Un volúmen de súlfido carbónico consta de:

1 vol. vapor de azufre (Bineau),	= 2,2180
ó $^1/_3$ vol. vapor de azufre (Dumas)	= 0,4145
$^1/_2$ — — de carbono.	
Densidad esperimental = 2,67	2,6325

El equivalente del sulfuro de carbono corresponde á 2 volúmenes (CS^2).

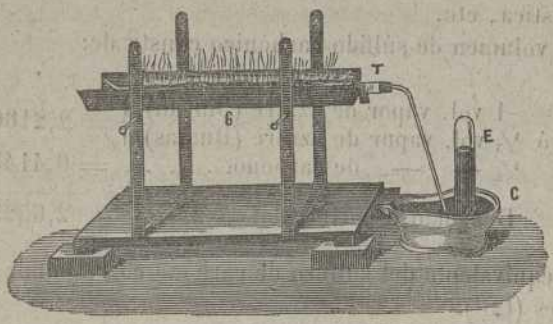
Los clóridos de carbono se obtienen en general por medio de sustitucion, es decir, eliminando por el cloro, y quedando este en el lugar de uno ó de todos los equivalentes del hidrógeno, los hidrógenos carbonados que hemos estudiado, y de otros varios correspondientes á los compuestos de origen orgánico. Los clóridos de carbono no tienen importancia alguna para nosotros.

Cianógeno.

El cianógeno fué descubierto en 1814 por el célebre Gay-Lussac, quien demostró, con la superioridad de talento y habilidad práctica que le distinguia, que aun cuando constituido este cuerpo de dos elementos (carbono y nitrógeno), ofrecia el mismo carácter químico que los cuerpos halógenos (fluor, cloro, bromo y yodo), es decir, que era un verdadero radical halógeno compuesto; circunstancia feliz que abrió una nueva senda á la ciencia, en donde Liebig primero y despues otros varios químicos, han agrupado magníficos hechos, con los que han constituido el importante estudio de la química orgánica.

Obtencion del cianógeno. El cianógeno se produce en muchas circunstancias, siendo la más principal, la destilacion de las materias orgánicas en presencia de las bases, ó la accion del nitrógeno del aire sobre el carbon y dichas bases, mediante una elevada temperatura. Pero el cianógeno se obtiene más

particularmente, descomponiendo por el calor el *cianuro mercúrico*: para ello, se emplea el aparato adjunto, constituido por las piezas siguientes:



(Fig. 100).

b hornilla prismática y de hierro, semejante á la que se usa para las análisis orgánicas.

T tubo de vidrio cerrado por un extremo y abierto en *T*: en este tubo se halla contenido el cianuro mercúrico.

E campana llena de mercurio para recoger el gas, en razon á ser muy soluble y alterable en el agua.

C cuba para el mercurio.

En cuanto á la reaccion, es muy sencilla: por la influencia del calor, el cianuro mercúrico se descompone en cianógeno, mercurio y una sustancia negra denominada paracianógeno. El mercurio y residuo negro quedan en el tubo y el cianógeno pasa á la campana de la cuba de mercurio.

Propiedades del cianógeno. El cianógeno, cuyo símbolo es *Cy* (= C^2N) y su equivalente = 26, se presenta, á la presion y temperatura ordinaria, bajo la forma de un gas incoloro, de un olor penetrante y especial, liquidable á una presion de 3 á 4 atmósferas y á la temperatura de — 20°; y en fin, se solidifica por la accion combinada de una fuerte presion y de un frio intenso: el cianógeno arde con una llama purpúrea, transformándose en nitrógeno y ácido carbónico: es soluble en el agua y en el alcohol, por cuya razon se le prepara sobre el mercurio. La disolucion acuosa del cianógeno se descompone, pasado cierto tiempo, produciendo entre otros cuerpos carbo-

nato y cianuro amónico, ácido oxálico y urea; su densidad es = 1,86, lo que corresponde próximamente á:

			En 100 par.
= C^2N (Cy) tratándose de equivalentes: en volúmen = (C^2 N^2) = 2 volúmenes.	1 dens. de vapor de carbono.	= 0,8290	= 46,15
	1 dens. de nitrógeno.	= 0,9720	= 53,85
		1,8010	100,00

Densidad esperimental = 1,86.

La densidad del cianógeno líquido es = 0,9.

El cianógeno es un violento veneno; por lo tanto debe manejarse con precaucion; obra en la economía animal como el ácido cianhídrico.

Combinaciones del cianógeno con el oxígeno.

El cianógeno se une con el oxígeno en tres proporciones constituyendo otros tantos ácidos capaces de neutralizar respectivamente un equivalente de base en sustitucion de otro de agua: esta cualidad de neutralizacion, se designa en la ciencia con los nombres de ácidos *mono*, *bi*, ó *tribásicos*, segun reemplace una base al agua en una, dos, ó tres equivalentes. Al ácido que neutraliza más de un equivalente de base, se le denomina ácido *polibásico*.

Los oxácidos del cianógeno son los siguientes:

1.° *Acido ciánico.* = CyO,HO=(C^2NO,HO).

2.° *Acido fulminico.* = $Cy^2O^2,2HO$(=$2C^2NO,HO$).

3.° *Acido cianúrico.* = $Cy^3O^3,3HO$(=$3C^2NO,HO$).

Obtencion de los oxácidos del cianógeno El primero, ó sea el ácido ciánico se produce en muchas circunstancias, tales como por la accion del cianógeno sobre los álcalis, ó bien transformando el cianuro potásico, en cianato de potasa por la calcinacion de aquel con el óxido plúmbico, á saber: $KCy+2PbO=KO,CyO+2Pb$. El mejor método para obtener el ácido ciánico, es destilar la urea en un aparato de vidrio (= $C^2N^2H^4O^2$): se descompone por la accion del calor en ácido ciánico, agua y amoniaco de la manera siguiente:

$$\underbrace{3C^2N^2H^4O^2}_{\text{Urea.}} = \underbrace{3C^2NO}_{\text{Acido ciánico.}} + \underbrace{3HO}_{\text{Agua.}} + \underbrace{3NH^3}_{\text{Amoniaco.}}$$

Propiedades del ácido ciánico. Es un liquido incoloro, muy fluido, de olor picante y que escita el lagrimeo, muy corrosivo: una gota que caiga sobre la piel produce al punto una quemadura. Pasa rápidamente al estado de gas.

Respecto al ácido fulminico, no ha podido ser todavía aislado: únicamente se conoce este ácido en el estado de combinacion con las bases, particularmente con el óxido mercúrico y argéntico (fulminatos de plata y de mercurio). El primer trabajo científico que Liebig presentó ante la Academia de ciencias de París, siendo discípulo de Gay-Lussac y á la edad de 22 años, fué sobre el fulminato de plata; quedando fijada desde este instante la verdadera composicion del ácido fulmínico, cuerpo eminentemente explosivo, así como todas sus sales metálicas: en 100 partes consta de:

Cianógeno (2Cy).	= 76,47
Oxígeno (2O).	= 25,53
	100,00

El ácido cianúrico, descubierto por Scheele y estudiado por Liebig y Voheler, se obtiene destilando la urea con cuidado en el mismo aparato que hemos recomendado para preparar el ácido ciánico; aquí sucede, que en vez de quedar separada el agua, producida en la reaccion, como en el caso anterior, se une á los tres equivalentes de ácido ciánico, quedando éste convertido en un equivalente de ácido cianúrico que, como hemos visto, es *isomérico* con él. En efecto:

$$\underbrace{3C^2N^2H^4O^2}_{\text{Urea.}} = \underbrace{Cy^3O^3,3HO}_{\text{Acido cianúrico.}} + \underbrace{3NH^3}_{\text{Amoniaco.}}$$

Propiedades del ácido cianúrico. Es un cuerpo sólido, incoloro, inodoro y poco soluble en agua, pero bastante en el alcohol, de donde puede depositarse bajo forma cristalina. El carácter más distintivo del ácido cianúrico, es producir un precipitado de color violeta, insoluble en el agua fria, cuando se le pone en contacto (se entiende en disolucion) con otra de sulfato cúprico-amónico.

Acido cianhídrico.

El ácido *cianhídrico*, *hidrociánico ó prúsico* tiene por símbolo HCy ($= C^2NH$), y su equivalente es $= 27$. Fué descubierto y aislado, en el estado acuoso por Scheele, en 1782: posteriormente, en 1811, Gay-Lussac le aisló puro y anhidro y estableció su verdadera composicion.

El ácido cianhídrico ha debido ser probablemente conocido de los sacerdotes del Egipto, supuesto que le usaban para quitar la vida á los iniciados que habian hecho traicion á los secretos del *arte sagrado:* sin duda le preparaban mediante infusiones ó conocimientos de las hojas y frutos de varias laurineas (como de cerezo, melocoton, etc.).

Segun relacion de los primeros jesuitas que fueron á América, era costumbre de los indios condenar á ciertos reos á la pena llamada *del melocoton*, obligándoles á beber una infusion preparada con las hojas y semillas de este vegetal, ó de otros correspondientes á la familia de las *laurineas*.

Obtencion del ácido hidrociánico ó prúsico. Varios son los métodos que pueden seguirse para preparar este cuerpo, pero nos limitaremos á indicar dos de los más generales; el primero, que es el que se sigue para obtenerle anhidro y puro, consiste en hacer pasar lentamente una corriente de hidrógeno sulfurado muy bien seco, á través del cianuro mercúrico, recogiendo el producto en un tubo de vidrio apropósito y rodeado de una mezcla frigorífica.

La reaccion está representada por la siguiente fórmula:

$$\underbrace{HgCy}_{\text{Cianuro mercúrico.}} + \underbrace{HS}_{\text{Hidrógeno sulfurado.}} = \underbrace{HgS}_{\text{Sulfuro mercúrico.}} + \underbrace{HCy}_{\text{Acido prúsico.}}$$

El otro método, seguido generalmente para preparar el ácido prúsico acuoso y medicinal, consiste en destilar una mezcla de ferrocianuro potásico (prusiato amarillo de potasio) ó mejor aun el cianuro potásico y de ácido sulfúrico, diluido en $1/3$ de su peso de agua: el aparato es el que indica la figura 78, pág. 346.

Propiedades del ácido hidrociánico ó prúsico. El ácido prúsico puro es un líquido incoloro, muy volátil y con un olor característico á *almendras amargas*; hierve á 26°,5, y se solidifica á — 15°; su densidad es = 0,697 y la de su vapor es = 0,947.

El ácido prúsico es quizá el veneno más violento que se conoce, supuesto que una sola gota de él, anhidro, colocada, por ejemplo, en la lengua de un individuo, produce una muerte tan instantánea como el rayo, y sin que sea posible utilizar para impedirla remedio humano alguno: la disolucion acuosa del ácido prúsico se altera con rapidez, convirtiéndose en formiato de amoniaco.

El ácido prúsico se emplea en medicina (por supuesto con estraordinaria precaucion) para combatir las toses nerviosas, el asma, etc. El cloro se combina con el cianógeno, produciendo tres clóridos, que solo tienen interés en la química orgánica.

Reunion de los cuerpos metaloideos en familias. Considerando las propiedades generales de todos los metaloides que hemos estudiado y las de los diversos compuestos que originan, podemos agruparlos sintéticamente en cuatro familias de esta manera:

1.ª *Cuerpos anfhígenos:* oxígeno, azufre, selenio y teluro.
2.ª — *halógenos:* fluor, cloro, bromo, yodo y cianógeno.
3.ª — *nitrogenóideos:* nitrógeno, fósforo y arsénico.
4.ª — *carbonóideos:* boro, silicio y carbono.

El hidrógeno queda constituyendo una especie aparte, dotada en alto grado de la propiedad básica, hasta el punto de sustituir á los metales en las combinaciones químicas y ser sustituido por ellos en las mismas: sin embargo, cuando el hidrógeno reemplaza á ciertos grupos moleculares, produce tambien cuerpos análogos á los metaloideos.

RESUMEN.

1. El boro y el silicio, radicales metaloideos de los ácidos bórico y silícico, se obtienen calcinando estos en presencia de

un metal alcalino y el aluminio: el ácido bórico se prepara descomponiendo el biborato sódico (borax = $NaO,2BoO^3$) por el ácido sulfúrico; y el ácido silícico, tratando por un ácido el licor de pedernales (silicato básico de potasa, obtenido calcinando la arena con dicho álcali).—El boro se caracteriza por la coloracion verde que comunica á la llama de alcohol: la silice ó ácido silícico, constituye en cierto modo el esqueleto térreo de los vegetales, siendo á ellos lo que el fosfato de cal á los huesos de los animales.

2. El carbono puro y cristalizado constituye la piedra preciosa denominada diamante, y es un estado alotrópico particular de este cuerpo simple: el grafito, negro de humo, de huesos, carbon vegetal, asi como tambien los combustibles fósiles, tales como el lignito, antrácita y hulla, no son más que estados físicos ó alotrópicos diversos del mismo cuerpo que constituye el diamante.—El carbon posee, además de su propiedad combustible, conocida de todo el mundo, la cualidad de ser muy poroso; á este carácter es debido el frecuente uso que del carbon se hace para *desinfectar* y *decolorar* ciertas sustancias, y de aqui tambien su empleo como antiséptico y antipútrido.

3. El carbono unido con el oxígeno produce tres compuestos de bastante interés, á saber: óxido de carbono, ácido carbónico y ácido oxálico. El primero, se obtiene descomponiendo el ácido oxálico por el sulfúrico; el segundo, descomponiendo el carbonato de cal (mármol) por el ácido hidroclórico; y el tercero, tratando el almidon ó azúcar por el ácido nítrico débil. Los vinos espumosos y las aguas gaseosas, como por ejemplo la de Seltz, deben su efervescencia característica al ácido carbónico que tienen en disolucion.—El óxido de carbono arde con llama azulada: el ácido carbónico apaga los cuerpos en combustion: el ácido oxálico es sólido y cristalino.

4. El carbono se combina tambien con el hidrógeno, constituyendo, entre otros varios compuestos, dos cuerpos que nos interesan, á saber: el hidrógeno protocarbonado, ó gas de los pantanos, y el hidrógeno bicarbonado, oleífico, ó gas del alumbrado: se obtiene artificialmente el primero descomponiendo por la accion del calor una mezcla de acetato de sosa y de potasa cáustica, y el segundo tratando el alcohol por el

ácido sulfúrico, ó destilando la hulla. Ambos productos son gaseosos y combustibles: el segundo arde con llama más alumbrante.

5. El carbono y el azufre unidos en la proporcion de un equivalente del primero y dos del segundo, producen un líquido muy volátil que arde con llama azulada, dotado de un olor á berzas corrompidas, y que es conocido con el nombre de sulfido de carbono; se obtiene haciendo atravesar el azufre, fundido y volatilizado, por carbon enrojecido.—El sulfido carbónico (sulfuro de carbono) es un buen disolvente de muchos cuerpos.

6. El cianógeno, ó sea la combinacion del carbono con el nitrógeno, es un cuerpo que ofrece el mismo carácter químico que los halógenos: es el primer radical compuesto electro-negativo que se conduce en sus reacciones como si fuera un cuerpo simple. Se obtiene descomponiendo el cianuro mercúrico por la accion del calor: es un gas incoloro, de olor muy cáustico, y que arde con una llama purpúrea.

7. Tres combinaciones principales forma el cianógeno con el oxígeno, y son: el ácido *ciánico, fulmínico y cianhídrico:* de estos tres ácidos solo se pueden obtener el primero y el tercero, destilando la urea á un calor fuerte ó suave, segun que deba prepararse aquel ó este último ácido. El ácido fulmínico solo se conoce en combinacion con las bases, constituyendo los fulminatos, como por ejemplo, los de plata y de mercurio.

8. Unido el ciánogeno con el hidrógeno, dá orígen á un hidrácido semejante al hidroclórico, denominado *hidrociánico* ó *prúsico*, que entre otros métodos se obtiene descomponiendo el sulfuro mercúrico por el hidrógeno sulfurado: el ácido prúsico, es un líquido incoloro, de un olor intenso á almendras amargas; es el veneno más activo que se conoce, pues basta colocar una sola gota para matar irremisiblemente á una persona.

9. Teniendo en cuenta las propiedades generales de los metaloides y sus respectivos compuestos, pueden agruparse en las cuatro familias siguientes: 1.ª *oxígeno, azúfre, selenio y teluro*; 2.ª *fluor, cloro, bromo, yodo y cianógeno;* 3.ª *nitrógeno, fósforo y arsénico;* 4.ª *boro, silicio y carbono.* El hidrógeno forma grupo aparte por su tendencia básica.

LECCION VEINTIUNA.

ORIGEN DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS.—**Observaciones de Glaubero en 1660:—Idem de Bergmann en 1780.**—LEY DE LAS PROPORCIONES MULTIPLES DE DALTON Y WOLLASTON.—LEY DE LOS EQUIVALENTES QUIMICOS DE WENZEL Y DE RICHTER.—LEY DE BERZELIUS.—LEY GAY-LUSSAC—.LEY DE DULONG Y PETIT.—LEY DE MISTCHERLICH. DIFERENTES METODOS PARA DETERMINAR EL EQUIVALENTE DE LOS CUERPOS, A SABER: **1.º Por la análisis directa; 2.º Por la comparacion de densidades; 3.º Por el calórico específico; 4.º Por el isomorfismo.—Resúmen.**

Por espacio de mucho tiempo, habian creido los químicos que al combinarse dos cuerpos elementales se penetraban, y que á esta penetracion eran debidas las diferencias entre las propiedades del compuesto y las de las partes constitutivas, como lo demuestra, por ejemplo, la grande semejanza que existe entre el cinábrio y los elementos de que consta, mercurio y azufre. La idea de penetracion daba naturalmente á entender que la combinacion podria efectuarse en todas proporciones, á la manera que lo verifican la mayor parte de los cuerpos fundidos que se mezclan entre sí en todas las cantidades posibles. Segun esto, y admitiendo con los partidarios de dichas ideas, los distintos grados de penetracion, resultaria que si, por ejemplo, una cantidad fija de un cuerpo A, era capaz de combinarse con otra variable de B, y representábamos la escala proporcional de los grados posibles de penetracion, desde uno á veinte, A, podria prestarse á la penetracion mútua, ó se identificaria con 2, 2 y $^3/_5$: 3, y $^5/_8$ etc., partes de B; es decir, que eran posibles todas las fracciones correspondientes á la escala convenida. Pero los esperimentos emprendidos por los diferentes químicos, con el objeto de establecer las proporciones definidas, demuestran claramente que cuando dos cuerpos elementales se combinan en muchas proporciones, la segunda es tal, que contiene ó la mitad del peso proporcional, ó el peso entero de uno de los cuerpos unido á la

primera combinacion: la esperiencia ha demostrado además, que cuando dos cuerpos elementales se unen en muchas proporciones, esta union se efectúa constantemente en simples relaciones, representadas por un múltiplo de ½, 1, 2, 3, etc., del peso proporcional del cuerpo simple. Esto contradice, por lo tanto, de una manera evidente, las ideas de penetracion y de combinacion en todas proporciones.

A los trabajos sucesivos de Wenzel, Richter, Berzelius, Dalton, Wollaston y Gay-Lussac, debemos la introduccion en la ciencia de los equivalentes químicos y el grado de importancia que justamente gozan en la misma.

Proporciones definidas. En 1660, estudiando Glaubero la obtencion del ácido nítrico, mediante la descomposicion del nitrato de potasa, ó nitro, por el ácido sulfúrico, observó que este sustituia completamente al primero en su combinacion, así como habia notado ya de una manera general, que los álcalis reemplazaban al amoniaco en los diferentes compuestos salinos.

Hácia 1780, Bergmann, consignó tambien, en una Memoria presentada á la Academia de ciencias de Stokolmo, relativa al estudio del *aire fijo* (ácido carbónico) y de los carbonatos, las cantidades necesarias de los diferentes ácidos, para saturar 100 partes ponderales de base; hé aquí sus propios resultados esperimentales.

100 partes de álcali mineral puro (sosa cáustica) exigen para su saturacion:

78,05	de ácido	vitriólico
64	—	nítrico
51	—	marino
42	aire fijo	(carbónico).

De esta manera fijó, hasta cierto punto, Bergmann, los principios de la *Ley de las proporciones definidas.*

Tambien fué este químico el primero que concibió la idea de determinar el peso de un cuerpo, haciéndole entrar en una combinacion definida y cuyo peso fuera de fácil valoracion: así es que desde entonces les ha sido posible á los químicos apreciar, por ejemplo, la proporcion de ácido sulfúrico exis-

tente en un compuesto, uniéndole con la barita y determinando el peso del sulfato de barita formado.

Ley de las proporciones múltiplas. Hácia el año de 1807, Dalton, químico inglés, publicó una obra, cuyo título era, *Nuevo sistema de filosofía química*, en la que expuso una teoría completa de las proporciones químicas.

Los principales hechos esperimentales que han servido de base para establecerla, pueden expresarse por los ejemplos siguientes:

16 parte de azufre + 8 de oxígeno, producen el ácido hiposulfuroso (medio equivalente).
16 — — + 16 — — el — sulforoso.
16 — — + 20 — — el — hiposulfúrico (medio equivalente).
16 — — + 24 — — el — sulfúrico.

Hé aquí otra série de combinaciones más notables todavía:

14 partes de nitróg. + 8 de oxígeno, producen un gas neutro (óxido nitroso).
14 — — + 16 — — (óxido nitroso)
14 — — + 24 — ácido líquido (ácido nitroso)
14 — — + 32 — — (ácido hiponítrico)
14 — — + 40 — — (ácido nítrico).

Estudiando á su vez Wollaston, físico y químico inglés, tambien muy distinguido, la composicion de los oxalatos, confirmó la ley de Dalton, en vista de los resultados obtenidos en sus análisis, sobre dichas sales, los que podemos expresar de esta manera:

1 equiv. de potasa + 1 equivalente de ácido oxálico, producen oxalato neutro.
1 — — + 2 — — bioxalato.
1 — — + 4 — — cuadrioxalato.

En vista de estos hechos, comprobados en toda clase de combinaciones, como en los óxidos, sulfuros, cloruros, etc., se ha formulado la ley de Dalton, denominada, *de las proporciones múltiplas*, diciendo:

Cuando dos cuerpos se combinan en varias proporciones, resulta: que considerando á uno de ellos bajo el mismo peso en los diversos compuestos, las cantidades del otro, guardan entre sí una relacion muy simple.

De manera, que si representamos al primer cuerpo por A, y al segundo por B, podremos expresar los compuestos que constituyan en esta forma: $A + 2B$; $A + 3B$; $A + 4B$, etc.

Ley de los equivalentes químicos. En 1777, Wenzel, químico aleman, publicó una obra titulada, *Teoría de las afinidades*, en la que estableció la capacidad de saturacion relativa de las bases y de los ácidos, dando además la esplicacion exacta de la conservacion de la neutralidad de las sales, en los fenómenos de doble descomposicion.

La ley que lleva el nombre de este célebre químico, está fundada en las observaciones siguientes:

Para saturar por diferentes bases, una cantidad de ácido sulfúrico constante y representada por 40 *granos*, de manera á constituir sales perfectamente néutras, á los reactivos generales, se observa, que es preciso emplear las cantidades de bases expresadas por los números que á continuacion indicamos:

Cal.	28	granos.
Magnésia.	20	—
Sosa.	31	—
Potasa.	47	—
Barita.	77	—
Oxido de plata.	116	—

Averiguando ahora, qué cantidades son precisas de los diferentes ácidos, para neutralizar exactamente estas bases, tomadas en los pesos respectivos indicados, se observa que los 28 granos de cal, por ejemplo: necesitan:

40	granos de	ácido sulfúrico.
54	—	nítrico.
22	—	carbónico.
72	—	fosfórico.
32	—	sulfuroso.
50	—	crómico.

Por consiguiente, la cantidad de ácido sulfúrico que reemplazará al ácido nítrico, en los nitratos, al ácido crómico, en los cromatos y al carbónico en los carbonatos, etc., etc., será siempre á la cantidad de los ácidos desalojados, : : 40 : 54 : 50 : 22, etc., etc., y del mismo modo; la cantidad de óxido potásico que reemplazará al óxido bárico, cálcico ó argéntico, etc., será á la de los óxidos reemplazados, : : 47 : 77 : 28 : 116, etc., etc.

Así que, suponiendo dos ácidos representados por *A* y *B*, de los que, sea preciso emplear 2 gramos, respecto de *A*, para saturar una cantidad de base representada por *M*, y 6 gramos de *B* para saturar igual proporcion de la referida base; y por otra parte, admitiendo que hay necesidad de invertir 4 gramos de *A*, para saturar un peso *N*, de otra base distinta, puede afirmarse, apoyándonos en la ley de Wenzel y sin recurrir á la experiencia, que será preciso gastar 12 gramos de *B*, para saturar la misma cantidad de base *N*; porque la relacion de 4 á 12, es la misma que la da 2 á 6.

La ley de Wenzel puede, pues, enunciarse de la manera siguiente:

Si P, P′, P″, P‴, *que representan los pesos de una série de bases, son capaces de neutralizar un peso* Q, *de un ácido determinado: y si* Q′, Q″, Q‴, *que representan los pesos de una série de ácidos pueden neutralizar á su vez un peso de base* P, *es evidente que dichas cantidades de ácidos* Q′, Q″, Q‴, *neutralizarán de igual manera las cantidades de bases* P′, P″, P‴; etc. etc. En efecto, sea cualquiera el término que se elija de una série, para combinarle con otro de distinta série, siempre tendrá lugar la combinacion bajo el principio constante de las reglas dichas; así que, 40 de ácido sulfúrico se unirán indistintamente, pero de un modo invariable, con 47 de óxido potásico, 77 de óxido bárico, etc., y recíprocamente, 116 de óxido argéntico, se combinarán alternativameute, pero siempre bajo este peso constante, con 54 de ácido nítrico, 40 de ácido sulfúrico, etc.

A estas cantidades de ácidos y de bases que pueden reemplazarse mútuamente en las combinaciones salinas, asi como tambien á las que resultan de comparaciones fundadas en hechos análogos, son á las que se ha dado el nombre de *nú-*

meros proporcionales, ó equivalentes químicos; porque en efecto, 28 partes de cal, equivalen á 31 de sosa, á 47 de potasa, etc.; así como á su vez 40 partes de ácido sulfúrico, equivalen á 54 de ácido nítrico, á 22 de ácido carbónico etc.: pero lo que comprueba todavía más, si cabe, la exactitud de esta *equivalencia*, es que si mezclamos dos disoluciones, una de sulfato de potasa y otra de nitrato de barita, se obtiene como consecuencia de la doble descomposicion, que en contacto de ambas sales se verifica, dos sales nuevas en el mismo grado de neutralidad y de iguales pesos; v. gr.: $BaO,NO^5+KO,SO^3 = BaO,SO^3+KO,NO^5$.

Para comprender mejor este ejemplo concluyente, en apoyo de la citada ley, expresemos por números la composicion del nitrato de barita y del sulfato de sosa.

77 de barita + 54 de ácido nítrico = 131 de nitrato de barita.
47 de potasa + 40 — sulfúrico = 87 de sulfato de potasa.

Despues de la reaccion:

$$\underbrace{BaO,}_{77}\ \underbrace{SO^3,}_{40} + \underbrace{KO,}_{47}\ \underbrace{NO^5}_{54}$$

Ahora bien, supuesto que 54 y 40, representan las cantidades que pueden formar sales neutras con 77 de barita; y que 40 partes de ácido sulfúrico neutralizan á su vez 47 de potasa, es claro que 54 partes de ácido nítrico, neutralizarán forzosamente la misma cantidad de potasa, es decir, 47 partes. De esta manera se explica la neutralidad de las dos nuevas sales que se forman por la reaccion precedente.

Ley de Richter. En 1792, Richter, químico de Berlin, confirmó la ley de los equivalentes, establecida por Wenzel, estudiando la precipitacion recíproca, de los metales, de sus disoluciones salinas.

Richter observó, que en esta precipitacion las sales formadas conservaban su neutralidad, y que el metal sumergido en la disolucion, *sustituia simplemente* al metal contenido en la sal.

Reflexionando despues los químicos sobre los hechos precedentes, han deducido que en las sales *de un mismo género*, es decir, en todas aquellas formadas por un mismo ácido,

existe una relacion constante entre la cantidad del ácido y la del oxígeno de la base.

Así que, si tomamos una cantidad dada de sulfato argéntico, y designamos por 8, el peso del oxígeno contenido en el óxido argéntico, la experiencia demuestra que el peso de la sal, está representado por 156 y el del ácido por 40:

$$\underbrace{\text{Acido sulfúrico.}}_{40} + \underbrace{\text{Oxígeno.}}_{8} + \underbrace{\text{Plata.}}_{108} = \underbrace{\text{Sulfato argéntico.}}_{156}$$

Si introducimos ahora en la disolucion una lámina de cobre perfectamente limpia, toda la plata se precipita bajo la forma metálica, mientras que cierta cantidad de cobre, se disuelve en su lugar, constituyendo sulfato cúprico; advirtiendo que ni se desprende gas alguno en esta descomposicion, ni aparece tampoco en ella la menor porcion de ácido sulfúrico libre; únicamente se precipita la plata metálica, segun queda dicho.

Por lo tanto, podemos expresar este hecho por la ecuacion siguiente:

$$\underbrace{\text{Acido sulfúrico.}}_{40} + \underbrace{\text{Oxígeno.}}_{8} + \underbrace{\text{Plata.}}_{108} + \underbrace{\text{Cobre.}}_{31,5} = \underbrace{\text{Acido sulfúrico.}}_{40} + \underbrace{\text{Oxígeno.}}_{8} + \underbrace{\text{Cobre.}}_{31,5} + \underbrace{\text{Plata.}}_{108}$$

Por lo expuesto, se vé, que en el sulfato argéntico sometido al experimento y en el sulfato cúprico formado, la relacion del oxígeno del óxido, respecto á la cantidad del ácido, ha permanecido exactamente la misma.

Esta relacion es la de 8 á 40.

Hemos visto, en efecto, que 108 partes de plata han sido reemplazadas por 31,5 de cobre, lo cual puede verificarse esperimentalmente pesando la lámina de cobre, antes y despues de la reaccion, eliminando del segundo resultado, el peso de la plata, que es conocido, y sustrayendo esta diferencia del primero. El sulfato cúprico está constituido de:

$$\underbrace{Cu}_{31,5} + \underbrace{O}_{8} + \underbrace{SO^3}_{40} = \underbrace{CuO,SO^3}_{79,5}$$

Si en la disolucion del sulfato cúprico, se introduce una

lámina de cadmio, éste precipita al cobre, mediante una reaccion enteramente análoga á la que acabamos de estudiar, verificándose tambien, en este caso, una simple sustitucion de un metal por otro, sin desprendimiento de oxígeno ni eliminacion de ácido sulfúrico, v. gr.

$$\underbrace{Cu}_{31,5} + \underbrace{O}_{8} + \underbrace{SO^3}_{40} + \underbrace{Cd}_{56} = \underbrace{CdO,SO^3}_{104} + \underbrace{Cu}_{31,5}$$

En fin, el sulfato cádmico puede ser descompuesto á su vez mediante la inmersion en el líquido de una lámina de zinc; el primer metal se precipita, produciéndose sulfato zincico, y habiendo como en los casos anteriores, sustitucion de un metal por otro, sin desprendimiento de oxígeno ni presencia del ácido sulfúrico libre, como demuestra la ecuacion siguiente:

$$\underbrace{CdO,SO^3}_{104} + \underbrace{Zn}_{33} = \underbrace{ZnO,SO^3}_{81} + \underbrace{Cd}_{56}$$

Por consiguiente, las cantidades ponderales de los diferentes metales que pueden reemplazarse mútuamente en las combinaciones salinas, representan, con toda exactitud, los *equivalentes* de dichos metales: así que, los equivalentes de la plata, cobre, cadmio y zinc, serán los números 108; 31,5; 56 y 33.

La ley de Richter, comprende todos los géneros de sales, y puede formularse de esta manera:

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

Hé aquí varios ejemplos de dichas relaciones. *M* representa el equivalente de un metal cualquiera.

$40 + 8 + M =$ un sulfato neutro.
$54 + 8 + M =$ nitrato.
$22 + 8 + M =$ carbonato.
$36 + 8 + M =$ oxalato.
$75 + 8 + M =$ clorato.

Si todos los metales pudieran ser precipitados sucesiva y recíprocamente de sus disoluciones salinas, tendriamos un medio fácil para conocer sus equivalentes respectivos, supuesto que estos serian las cantidades de los metales desalojados; pero desgraciadamente dicha sustitucion solo tiene lugar entre muy escaso número de ellos; por eso hay que recurrir á otros métodos, que daremos á conocer más adelante, para fijar los equivalentes de los metales que no siguen esta ley de sustitucion.

Ley de Berzelius. Segun hemos visto en lo que precede, Richter estableció que en las sales de un mismo género habia una relacion constante entre el ácido y el oxígeno de la base; fundándose para ello, en que mediante la sustitucion de un metal por otro no se alteraba en lo más mínimo la neutralidad de la sal, es decir, que la ley no se apoya en las análisis de los ácidos y bases que constituyen dichas sales.

Queriendo el célebre Berzelius, formar la tabla de los equivalentes de todos los cuerpos simples, emprendió con este objeto un trabajo colosal y único quizá en la historia de la ciencia, por su importancia y precision, fijando en definitiva, la relacion que existe en las sales del mismo género y en el mismo grado de saturacion, *entre el oxígeno de las bases y el oxígeno de los ácidos.*

Para descubrir esta ley, el célebre químico sueco, tuvo necesidad de someter todas las bases y ácidos á una serie de análisis delicadas, obteniendo como resultado de ellas la determinacion cuantitativa del oxígeno que estos compuestos contienen; y en fin, como consecuencia, el descubrimiento de dicha ley que lleva su nombre y que podemos formular de esta manera.

En todas las oxisales, existe una relacion simple y constante entre el oxígeno del óxido, respecto del oxígeno del ácido.

En los sulfatos	neutros	esta relacion es	: : 1 : 3
— nitratos	—		: : 1 : 5
— carbonatos	—		: : 1 : 2
— oxalatos	—		: : 1 : 3
— cloratos	—		: : 1 : 5
— percloratos	—		: : 1 : 7

Ley de Gay-Lussac. Este distinguido físico y químico francés demostró que los gases se combinan siempre de tal modo, que sus volúmenes guardan constantemente una relacion muy simple; y que si el producto de la combinacion es gaseoso, ó volátil existe tambien una relacion sencilla entre su volúmen, en el estado gaseoso y el que ocupaban los gases antes de su combinacion: siendo preciso además advertir, que en estas comparaciones hay que realizar las condiciones normales de presion y temperatura, convenidas por los físicos y químicos, á fin de referir los hechos observados á condiciones idénticas para todos los gases. Estas condiciones normales son la temperatura de 0° y la presion de 0,760 milímetros.

El siguiente ejemplo nos dará una idea más clara de la ley observada por Gay-Lussac:

2 vol. de nitróg.	y	1 vol. de oxig.		=2	vol. de	óxido nitroso
2 —	—	2 —	—	=4	—	— nítrico
2 —	—	4 —	—	=4	—	ácido hiponítrico
2 —	hidrógeno	1 —	—	=2	—	vapor acuoso.
3 —	—	1 —	nitrog.	=2	—	— amoniaco
2 —	—	2 —	cloro	=4	—	ácido hidroclórico.

En los productos constituidos por la combinacion de los gases no se observa jamás que el volúmen del cuerpo compuesto exceda al de los elementales que le constituyen: será igual ó menor, por efecto de la condensacion, pero nunca mayor.

Aunque se han observado algunas escepciones á esta ley, no es menos cierto que en nada disminuyen su notoria importancia respecto de las aplicaciones que de ella pueden hacerse para determinar los equivalentes químicos.

Ley de Dulong y Petit. Se entiende por *colórico específico de un cuerpo*, la cantidad de calor necesaria para aumentar un grado más la temperatura de la unidad de peso de este cuerpo.

Se toma por unidad de calor, la cantidad de este fluido necesaria para elevar un grado la temperatura de una cantidad de agua representada por la unidad de peso: así que, si por ejemplo, se observa en la tabla demostrativa de los caló-

ricos específicos de varios cuerpos, que el del mercurio es $^1/_{30}$ debemos entender que para elevar un grado la temperara de un kilógramo de mercurio es preciso emplear 30 veces menos calor, que para aumentar un grado la temperatura de un kilógramo de agua.

La esperiencia ha demostrado que los diferentes cuerpos poseen calores específicos diversos: pero Dulong y Petit han puesto fuera de duda, igualmente, que es preciso emplear la misma cantidad de calor, para elevar de un grado á aquellas cantidades de los diferentes cuerpos, que son proporcionales casi siempre al de sus átomos y con frecuencia al de sus equivalentes (1).

Así que, si por ejemplo, se toman 200 partes de azufre (equivalente ó peso atomístico del azufre, en este caso, y suponiendo el del 0 = 100), y 1294 de plomo (equivalente ó peso atomístico tambien en el presente caso, del plomo) se observa que para elevar un grado la temperatura de las 200 partes de azufre, se necesitan:

$$200 \times \underbrace{0{,}2025}_{\text{calor específico del azufre.}} = 40{,}5 \text{ unidades de calor.}$$

Y si ahora queremos averiguar cuántas unidades de calor son necesarias para elevar un grado la temperatura de 1294 partes de plomo, veremos que es preciso emplear:

$$1294 \times \underbrace{0{,}0314}_{\text{calor específico del plomo.}} = 40{,}5 \text{ unidades de calor.}$$

Esta ley puede por consiguiente formularse diciendo:

Que el producto del calor específico de un cuerpo simple, por su equivalente, es un número constante. (Hay escepciones, pero estas no impiden la aplicacion útil y práctica de la ley).

(1) Segun veremos más adelante al ocuparnos de la teoría atomística, sucede algunas veces que los pesos atomísticos de varios cuerpos son múltiplos ó submúltiplos de los equivalentes: esto es lo que sucede con los pesos atomísticos del hidrógeno, cloro, bromo, yodo, fluor, nitrógeno y arsénico, que son la mitad del peso adoptado para sus equivalentes.

El calor específico de los átomos de los cuerpos simples es, por lo tanto, idéntico para todos.

Ley del isomorfismo. Gay-Lussac fué el primero que reconoció que el alumbre potásico y el amoniacal cristalizaban juntos y de la misma manera, sin que se alterase en lo más mínimo la forma de sus cristales: de tal modo, que sumergiendo alternativamente un cristal de alumbre en una ó en otra de estas disoluciones salinas, el cristal seguia nutriéndose sin experimentar modificacion alguna en su forma.

Beudant publicó, hácia el mismo tiempo, varias observaciones comprobando muchos fenómenos del mismo órden.

Por último, Mitscherlich, examinó posteriormente la composicion y la forma cristalina de gran número de cuerpos, y estableció la ley del isomorfismo, que podemos formular del siguiente modo:

Los cuerpos isomorfos son aquellos que cristalizan de la misma manera y pueden reemplazarse recíprocamente en un cristal sin que sea modificada la forma fundamental, aun cuando el valor de los ángulos sufra alguna alteracion.

Despues de esto, se comprenderá fácilmente cómo la consideracion del isomorfismo se aplica en varias ocasiones para determinar los equivalentes de ciertos cuerpos, segun veremos en breve.

Métodos para determinar el equivalente de los cuerpos simples. Antes de entrar de lleno en este importante asunto, bueno es que sepamos que los químicos han convenido, hasta aquí, en entender por *número proporcional, proporcion química, ó equivalente, las cantidades ponderales de los diferentes cuerpos que puedan reemplazar á* 100, *ó á* 8 *partes de oxígeno,* (ó su equivalente) *en la primera combinacion química definida* (1). Decimos que puedan reemplazar á 100, ó á 8 partes de oxígeno, porque segun expondremos más adelante, hay químicos que toman el oxígeno como unidad de comparacion para la equivalencia, ó sea para el valor atomístico de los demás cuerpos, asignándole el tipo convencional de 100; al paso que

(1) En el congreso químico, habido en setiembre de 1860 en Calsrhue, se convino por la mayoría de los profesores y á propuesta de la comision permanente, en comprender por equivalentes *relaciones de pesos de cuerpos simples, ó compuestos, transportables recíprocamente y de varios modos en las reacciones químicas.*

hay otros (que son á los que nosotros seguimos) para quienes el valor real del oxígeno, como equivalente ó peso atomístico, es 8, en razon á seguir la ley de Prout, que establece sea la unidad típica de comparacion, no el oxígeno, sino el hidrógeno, cuyo valor es igual á uno, en esta forma: H = 1.

Se observará tambien, que al expresar la acepcion generalmente asignada á la palabra equivalente, decimos «se denominan así las cantidades ponderales de los diferentes cuerpos, que pueda reemplazar á 100, ó á 8 partes de oxígeno, ó *su equivalente.*» Con esto queremos dar á entender no solamente que serán equivalentes de los cuerpos las cantidades ponderales de ellos que se combinen con 100 ú 8 partes de oxígeno, dando lugar al primer compuesto oxigenado, sino tambien aquellas *porciones ponderales de azufre, cloro, bromo, nitrógeno, fósforo,* etc., etc., que á su vez puedan combinarse con 100 ú 8 partes de oxígeno, originando las primeras combinaciones binarias con dicho elemento.

Hechas estas aclaraciones, pasemos á ocuparnos de los diferentes métodos de que el químico puede servirse para determinar los equivalentes de los cuerpos simples, supuesto que los de los cuerpos compuestos están formados por la suma de los simples que los constituyen.

Dichos métodos son los siguientes:

1.° Por la análisis directa.
2.° — comparacion de densidades.
3.° — calórico específico.
4.° — isomorfismo.

Para determinar el equivalente de un cuerpo simple, haciendo aplicacion del primer método, se empieza por analizar una cantidad arbitraria, pero conocida, del compuesto binario puro á cuyo radical electro-positivo ó negativo vamos á asignar el equivalente químico: hecho esto, se refiere la análisis á 100 partes y por último se plantea una simple regla de tres.

Por ejemplo, supongamos que vamos á determinar por este método los equivalentes del hidrógeno, azufre, sodio, cloro, y en fin, el de la plata: procederemos, con arreglo á lo expuesto, de esta manera.

Equivalente del hidrógeno. 100 partes de agua contienen

88,87 p. de oxígeno y 11,13 p. de hidrógeno: por lo tanto, plantearemos la proporcion siguiente;

88,87 : 11,13 : : 100 : x

de donde $x = 12,50$ (equivalente del hidrógeno) admitiendo que el del oxígeno es $= 100$; pero segun la ley de Prout el hidrógeno es la unidad de comparacion, y por lo tanto su equivalente es $= 1$.

Equivalente del azufre. 100 p. del súlfido hídrico, contienen 5,81 de hidrógeno y 94,19 de azufre; por consiguiente, diremos: 5,81 : 94,19 : : 12,50 (equival. del H. siendo $= 100$ el del O.) : x; de donde $x = 200$. Si en vez de tomar como equivalente del hidrógeno, el valor anterior; admitimos que es igual á la unidad; tendremos:

5,81 : 94,19 : : 1 : x

de donde $x = 16$.

Equivalente del sodio. 100 p. de óxido sódico, contiene 74,19, de sódio y 25,81 de oxígeno; en vista de esto resulta que:

25,81 : 74,19 : : 100 (ú 8) : x

de donde $x = 287,5$ para el primer caso, ó bien 23 respecto del segundo.

Equivalente del cloro. 100 partes de cloruro sódico, producen por doble descomposicion, con el sulfato argéntico:

245,36 p. de cloruro argéntico (y sulfato sódico).
245,36 de cloruro argéntico, contienen:
184,67 de plata
60,69 de cloro.

Es decir, que 100 p. de cloruro sódico contienen:

60,69 de cloro
39,31 de sodio.

Por consiguiente:

39,31 : 60,69 : : 287,5 (equivalente del sódio comparado con el del oxígeno) : x; de donde $x = 443,7$, ó sea el equivalente del cloro, siendo = 100 el del oxígeno.

Si planteamos ahora la proporcion con el equivalente del sódio, deducido por la comparacion del del hidrógeno, será:

39,31 : 60,69 : : 23 : x

de donde $x = 35,5$ (equivalente del cloro).

Equivalente de la plata. La análisis que acabamos de establecer del cloruro argéntico, proporciona, al propio tiempo que el del cloro, el de la plata; en efecto:
60,69 de cloro : 184,67 de plata : : 443,75 de cloro (ó 35,5) : x; de donde $x = 1550$ (para el primer caso) y 108, respecto del segundo.

Se obtiene el equivalente de un cuerpo compuesto, sumando, segun dejamos dicho, los equivalentes de los cuerpos simples que le constituyen: así que, el equivalente del agua es:

100 + 12,50 = 112,50 ó bien 8 + 1 = 9 : el del ácido sulfhid.
200 + 12,50 = 212,50 — 16 + 1 = 17 : — — sulfúrico.
200 + 300,00 = 500,00 — 16 + 24 = 40 etc., etc.

Puede tambien determinarse el equivalente de un ácido, mediante la composicion de una de sus sales neutras; el del ácido sulfúrico, por ejemplo, por la composicion del sulfato sódico: 100 partes de esta sal, contienen 56,34 de ácido sulfúrico y 43,66 de óxido sódico

43,66 : 56,34 : : 387,5 (ó bien) 31 : x

suma del equivalente del sódio = 287,5	23 equiv. del sód.
+ el oxíg. = 100,0	+ 8 — — oxíg.
387,5	= 31

de donde $x = 500$, equivalente del ácido sulfúrico, en el primer caso, ó bien 40, en el segundo.

Cuando un cuerpo compuesto se une á otro tambien compuesto, esta combinacion se efectúa, bien sea segun la relacion de sus equivalentes simples, ó bien en proporciones múltiplas de ellos.

El sulfato cúprico cristalizado contiene en 100 partes:

Cobre. . . .	25,43	Combinados bajo la forma de. .	Oxido cúprico. .	31,8
Azufre. . . .	12,83		Acido sulfúrico.	32,1
Hidrógeno. .	4,01		Agua.	36,1
Oxígeno. . .	57,73			
	100,00			100,0

La cantidad de oxígeno que contiene el ácido sulfúrico, es tres veces más considerable que la que posee el óxido cúprico; y la del agua, es cinco veces más; de donde resulta, que la sal está compuesta de:

1 equival. de óxido cúp. .	39,5	1 equival. de cobre. .	31,5
		1 — — oxígeno. . . .	8,0
1 — — ácido sulfúr.	40,0	1 — — azufre. . . .	16,0
		3 — — oxígeno. . . .	24,0
5 — — agua.	45,0	5 — — hidrógeno.. .	5,0
		5 — — oxígeno. . . .	40,0
	124,5		124,5

Por la comparacion de densidades. Este método para determinar los equivalentes de los cuerpos, se funda en que en los cuerpos gaseosos los pesos de los átomos, ó los equivalentes, en la generalidad de casos, son proporcionales á sus densidades. La aplicacion práctica de él, es sumamente sencilla; supongamos que queremos determinar de esta manera el equivalente del cloro; pues bien, sabemos que 1 volúmen de ácido hidroclórico, gaseoso, está compuesto de $^1/_2$ volúmen de cloro y de $^1/_2$ volúmen de hidrógeno, sin condensacion; además sabemos que,

el peso específico de $^1/_2$ volúmen de cloro, es = 1,2107
y el de $^1/_2$ — — hidróg. = 0,0347
1,2454

Ahora solo habrá que plantear la proporcion siguiente:

$$\underbrace{0{,}0347}_{\frac{1}{2}\text{ densidad del hidrógeno.}} : \underbrace{1{,}2107}_{\frac{1}{2}\text{ densidad del cloro.}} :: \underbrace{1 : x}_{\text{equivalente del hidrógeno.}}$$

de donde $x = 35{,}5$ (equivalente del cloro).

Por el calórico especifico. Respecto de este método, solo debemos recordar, que si multiplicando el calórico específico de un cuerpo por su equivalente, resulta un número constante (40), al que hemos denominado coeficiente de los calóricos específicos, es claro que con practicar la operacion inversa, esto es, dividir el coeficiente en cuestion 40, por el calor específico del cuerpo, obtendremos su equivalente; v. gr.:

$$\frac{\text{Coeficiente.. . . . . .}=40{,}5}{\text{Calórico especí. del azufre.}=0{,}2025} = 200 \text{ (equiv. de azufre.)}$$

(siendo = 100 el del O.)

Por el isomorfismo. La aplicacion de este método, al objeto que nos ocupa, consiste en lo siguiente: supongamos que se trata de fijar la fórmula de la alúmina; es decir, hallar el número de equivalentes de oxigeno y de aluminio contenido en este óxido.

Sabemos que dicha tierra es isomorfa con el óxido férrico, cuya fórmula, determinada por otras consideraciones, es Fe^2O^3: por lo tanto, deben ser considerados estos óxidos como semejantes en su composicion y asignar á la alúmina una fórmula constituida por dos equivalentes de radical y tres de oxigeno en esta forma: Al^2O^3. Despues de esto nada más fácil que deducir por una simple proporcion el equivalente del aluminio, partiendo de la análisis de la alúmina y de la fórmula precedente.

En efecto, 100 partes de alúmina constan de:

46,74 de oxigeno.
53,26 — aluminio
100,00

Planteando la proporcion indicada, tendremos:

$$46{,}74 : 53{,}26 :: \underbrace{24}_{\text{3 equival. de oxígeno.}} : x$$

de donde $x = 27$. Pero como hemos dicho, que la alúmina es isomorfa con el óxido férrico (Fe^2O^3), es evidente que el valor de x representa Al^2, ó sean dos equivalentes de aluminio: y por lo tanto, habrá que dividir por dos este resultado, para obtener el verdadero equivalente de dicho cuerpo que es 13 tomando como unidad de comparacion el hidrógeno y siendo igual á 8 el del oxígeno.

Réstanos, para dar cima á todo lo concerniente al estudio de los equivalentes químicos, justificar el por qué damos nosotros la preferencia á los equivalentes deducidos de la comparacion del hidrógeno, tomado por unidad, y no seguimos el método adoptado por otros químicos que prefieren continuar sirviéndose de los equivalentes deducidos por la comparacion del oxígeno, y suponiendo que es igual á 100. La razon de nuestra conducta es bien obvia: consiste en dar mas bien la preferencia, á lo que es resultado de una ley, que no adoptar una opinion enteramente gratuita: en efecto, segun demostró el primero Prout, *todos los equivalentes de los cuerpos simples son múltiplos* por *números enteros del del hidrógeno*. Y aun cuando en la época en que dicho distinguido químico, consignó esta curiosa observacion, no fué posible verificarla sino en escaso número de cuerpos, hoy dia está plenamente demostrada, sobre todo por el célebre químico Dumas, que ha dedicado últimamente su sagacidad científica y precision operatoria, para comprobar por una série de delicadas análisis la generalidad la ley, que solo deja de realizarse en dos únicos cuerpos á saber: el cloro y el cobre.

Si queremos justificar con varios ejemplos, el principio sentado por Prout, solo tendremos que hacer, segun dejamos dicho, dividir los equivalentes de varios cuerpos simples, deducidos de la comparacion del del oxígeno (que, como sabemos, es $O = 100{,}00$) por el equivalente del hidrógeno, obtenido de igual modo; esto es, por comparacion, con el del oxígeno, en cuyo caso es; $H = 12{,}50$.

Supongamos que la demostracion versa sobre los equivalentes de los cuerpos simples que á continuacion se expresan elegidos al acaso.

Oxigeno	Plata
Nitrógeno	Carbono
Azufre	Hierro.

Dividamos sus equivalentes respectivos, deducidos del oxígeno, por 12,50, que es el del hidrógeno, y veamos si resulta un múltiplo por un número entero del equivalente hipotético.

$$\text{Oxigeno} = \frac{100,00}{12,50} = 8$$

$$\text{Nitrógeno} = \frac{175,00}{12,50} = 14$$

$$\text{Azufre} = \frac{200,75}{12,50} = 16$$

$$\text{Plata} = \frac{1350,00}{12,50} = 108$$

$$\text{Carbono} = \frac{75,00}{12,50} = 6$$

$$\text{Hierro} = \frac{350,00}{12,50} = 28$$

Verificando esta misma operacion aritmética, con los antiguos equivalentes de los cuerpos simples, se han construido tablas, en donde se expresa su nuevo valor, el que á la ventaja dicha, reune la de ejecutarse todos los cálculos químicos entre números de pocos guarismos.

Nosotros, aunque partidarios de la ley de Prout, damos á continuacion una tabla en la que expresamos los equivalentes deducidos por las dos consideraciones á la vez; esto es, por la comparacion con el oxígeno, tomado como unidad, y por la del hidrógeno, elegido conforme á los hechos observados.

TABLA ALFABÉTICA DE LOS EQUIVALENTES QUÍMICOS.

	Nombres de los cuerpos simples.	Simbolo químico.	Equival. con relacion al hidrógeno H = 1.	Equival. con relacion al oxígeno O = 100,00.
1	Aluminio. . . .	Al.	13,67 . .	170,99
2	Antimonio. . . .	Sb.	129,00 . .	1612,50
3	Azufre.	S.	16,00 . .	200,00
4	Arsénico.	As.	75,00 . .	937,50
5	Bario.	Ba.	68.64 . .	858,00
6	Bismuto. . . . ,	Bi.	106,43 . .	1330.38
7	Boro. . . . . , .	B.	10,89 . .	136,15
8	Bromo.	Br. . . . . ,	80,00 . .	1000,00
9	Cadmio.	Cd.	55,75 . .	696,77
10	Calcio. . . . . , .	Ca.	20,00 . .	250,00
11	Carbono.	C.	6,00 . .	75,00
12	Cerio.	Ce.	47,26 . .	590,00
13	Cloro.	Cl.	35,43 . .	443,20
14	Cromo.	Cr.	26,28 . .	328,50
15	Cobalto.	Co.	29,49 . .	368,65
16	Cobre.	Cu.	31,78 . .	396,60
17	Didimio.	Di.	49,60 . .	620,00
18	Erbio.	Er.	» . .	»
19	Estaño.	Sn. { Nombre latino *stannum.* }	58,82 . .	735,29
20	Estroncio.	St. { Nom. lat. *Stron-tium.* }	43,84 . .	548,00
21	Fluor.	Fl.	19,18 . .	239,80
22	Fósforo.	Ph.	32,00 . .	400,00
23	Glucinio.	Gl.	6,96 . .	87,12
24	Hidrógeno. . . .	H. . . . . ,	1,00 . .	12,50
25	Hierro.	Fe.	28,00 . .	350,00
26	Iodo.	I.	126,00 . .	1575,00
27	Iridio.	Ir.	98,57 . .	1232,08
28	Lantano.	La.	48,00 . .	600,00
29	Litio.	Li.	6,53 . .	81,66
30	Magnesio.	Mg.	12,00 . .	150,00
31	Manganeso. . . ,	Mn.	27,87 . .	348,68
32	Mercurio.	Hg.	100,00 . .	1250,00
33	Molibdeno. . . .	Mb.	46,00 . .	575,00
34	Nickel.	Ni.	29,54 . .	369,35
35	Niobio.	Nb.	» . .	»
36	Nitrógeno (ó ázoe).	N.	14,00 . .	175,00
37	Oro.	Au { Nombre latino *aurum.* }	98,18 . .	1227,19
38	Oxígeno. . . . ,	O.	8,00 . .	100,00
39	Osmio.	Os.	99,40 . .	1242,62
40	Paladio.	Pd.	53,23 . .	665,47
41	Pelopio.	Pe.	» . .	»
42	Plata.	Ag. { Nom. lat. *argen-tum.* }	108,80 . .	1350,00
43	Platino.	Pt.	98,58 . .	1232,08

Nombres de los cuerpos simples.	Símbolo químico.	Equival. con relacion al hidrógeno H = 1.	Equival. con relacion al oxígeno O = 100.00.
44 Plomo.	Pb.	103,56 . .	1294,50
45 Potasio.	K. { Nombre latino *kalium.* }	39,14 . .	489,30
46 Rhodio.	Rh.	52,16 . .	652,00
47 Ruthenio.	Ru.	52,16 . .	652,00
48 Selenio.	Se.	39,61 . .	495.28
49 Sificio.	Si.	21,35 . .	266,82
50 Sódio.	Na. { Nombre latino *Natrium* }	23.00 . .	287,50
51 Tantalo (ó colombio). . . .	Ta.	92,29 . .	1153,62
52 Teluro.	Te.	64,00 . .	800,00
53 Terbio.	Tb.	» . .	»
54 Thorio.	Th.	59,50 . .	743,86
55 Titano.	Ti.	25,10 . .	314,70
56 Tungsteno. . . .	W. { Nombre aleman *wolfram.* }	92.00 . .	1150.00
57 Urano.	U.	60,00 . .	750,00
58 Vanadio.	Vn.	68,46 . .	855,84
59 Ylmenio.	Yl.	62,93 . .	786.59
60 Ytrio.	Y.	32,18 . .	402.31
61 Zinc.	Zn.	33,00 . .	412,38
62 Zirconio.	Zr.	33,58 . .	419,78
63 Cæsium.	Cæ.	125,35 . .	1159,37
64 Rubidium. . . .	Rb.	85,36 . .	1067,00

RESUMEN.

1. Cierto número de hechos experimentales, han puesto en evidencia que las combinaciones químicas se efectúan en relaciones constantes y sencillas; que no hay mútua penetracion en los cuerpos, como antes se creia y que por consiguiente no puede admitirse, bajo el punto de vista químico, que la materia sea divisible hasta lo infinito.

2. Glaubero fué el primero que observó, en 1660, que el ácido sulfúrico sustituia al nítrico en los nitratos, y los álcalis al amoniaco. Posteriormente (en 1780) Bergmann determinó las cantidades de ácidos necesarios para descomponer otra dada de un carbonato alcalino; con lo que, estableció los principios de la *ley de las proporciones definidas.*

3. Dalton y Wollaston, fijaron la *ley de las proporciones múltiplas*, que se formula diciendo: *cuando dos cuerpos se combinan en varias proporciones, sucede que permaneciendo*

constante la de uno de ellos, en los compuestos formados, la cantidad del otro varia, en la relacion sencilla de los números 2, 3, 4, etc. De modo, que representando el primer cuerpo por A, y el segundo por B, los otros cuerpos constituidos, por la union de ambos, estarán expresados por $A + 2B$; $+ 3B$; $+ 4B$, etc.

4. Wencel y Richter, establecieron la *ley de los equivalentes químicos*: el primero, determinando experimentalmente las cantidades respectivas de ácidos y de bases que podian reemplazarse recíprocamente en las combinaciones químicas, produciendo sales neutras de un mismo género y en el mismo grado de saturacion, y el segundo, pesando la cantidad de metal sustituido por otro, en una sal neutra, del mismo género y en el mismo grado de saturacion.

La ley de Wenzel se expresa diciendo: Si P, P′, P″, P‴, que *representan los pesos de una série de bases, pueden neutralizar un peso* Q, *de un ácido; y si* Q′, Q″, Q‴, *que representan los pesos de una série de ácidos, pueden neutralizar un peso de base* P, *estas cantidades de ácidos* Q′, Q″, Q‴ *neutralizarán igualmente las cantidades de bases* P′, P″, P‴, etc.

La ley de Richter, se formula de la manera siguiente: *en las sales de un mismo género, existe una relacion constante entre la cantidad del ácido y la del oxigeno de la base.*

5. Ley de Berzelius. La experiencia demuestra: *que en todas las oxisales existe constantemente una relacion sencilla, entre el oxigeno del óxido y el del ácido. En los sulfatos neutros, la relacion es* : : 1 : 3 etc.

Ley de Gay-Lussac. *Los gases se combinan siempre, de tal modo, que sus volúmenes respectivos se hallan en una relacion sencilla; sin que jamás acontezca que el volúmen del compuesto gaseoso sea mayor que la suma de los volúmenes componentes: ó el producto es menor (en los casos de condensacion) ó bien es igual al de los gases constitutivos.*

Ley de Dulong y Petit. *El producto del calor especifico de un cuerpo simple, por su equivalente es, por lo general, un número constante* (coeficiente de los calores especificos); *por consiguiente, el calórico especifico de los equivalentes, es comunmente el mismo para todos.*

Ley de Mitscherlich. *Los cuerpos isomorfos tienen una*

composicion química semejante y están, por regla general, formados del mismo número de equivalentes.

6. Se dá el nombre de equivalente, número proporcional ó proporcion química, *á la cantidad en peso de un cuerpo, capaz de combinarse con* 100 *partes de oxígeno* (ó bien con 8 partes de dicho cuerpo, adoptando la ley de Prout), *ó su equivalente, dando lugar al primer compuesto definido.* Recientemente han propuesto varios químicos, que se entienda por equivalentes, *las relaciones de pesos, de los cuerpos simples ó compuestos, transportables recíprocamente y de varios modos en las reacciones químicas.*

7. Los equivalentes de los cuerpos compuestos, están constituidos por la suma de los elementales que los producen.

8. Los métodos generales que se siguen para determinar el equivalente de los cuerpos simples, pueden reducirse á cuatro, á saber:

1.° Por la análisis directa.
2.° — comparacion de densidades.
3.° — el calórico específico.
4.° — isomorfismo.

Los detalles prácticos, relativos á estos diferentes métodos, quedan consignados en el estudio especial que precedentemente hemos hecho de cada uno de ellos.

9. Los estudios últimos del célebre Dumas, han justificado, de una manera notable, la exactitud de la ley de Prout, á saber: *que todos los equivalentes de los cuerpos simples, deducidos por la comparacion del oxígeno* (=100,00) *son múltiplos, por números enteros, del equivalente del hidrógeno, deducido de igual modo que ellos;* es decir, siendo *igual* á 12,50.

Unicamente el cloro y el cobre, parece que son hasta ahora las únicas escepciones á la generalidad de la ley (Girardin).

En vista de esto, nosotros hemos adoptado dichos valores para las aplicaciones de las fórmulas químicas.

LECCION VEINTIDOS.

Teoría corpuscular ó atomística.—Ideas de Leucipo acerca de ella (495 años, antes de la venida de Nuestro Señor Jesucristo).—Causas modificantes de la fuerza de combinacion ó afinidad—Fundamentos de la teoría electro-química.—Ideas de Ampere y de Berzelius respecto de ella.—Resúmen.

Teoría corpuscular ó atomística. Habiendo manifestado en lo que precede, los principales fundamentos relativos á las leyes de los *equivalentes químicos*, vamos á ocuparnos ahora de la teoría llamada corpuscular ó atomística.

La no divisibilidad infinita de los cuerpos; la propiedad que poseen de dilatarse y contraerse por las variaciones de temperatura; la reduccion de los gases á líquidos mediante la presion; las notables formas que afectan por la cristalizacion; los fenómenos isomórficos, la regularidad en las proporciones químicas, y en fin, varias otras propiedades que poseen, nos conducen sin esfuerzo alguno á considerar los cuerpos como formados de partes pequeñísimas, colocadas á cierta distancia y mantenidas en equilibrio, en virtud de determinadas leyes. ¿Pero cuáles son estas partes?

Hace muchos siglos, que Leucipo, filósofo griego, tratando de darse cuenta de la existencia y formacion del mundo, ideó que todos los cuerpos constaban de partes pequeñas é indivisibles, constituyendo grupos en el espacio y dando á estos corpúsculos el nombre de *átomos*, cuya acepcion expresa rigurosamente su insecabilidad.

Considerando la estension de los cuerpos, bajo tres dimensiones, á la vez que su divisibilidad, puede decirse de una manera positiva que la existencia de los átomos está perfectamente fundada. En efecto, supongamos un cuerpo cualquiera que goce de estension y límite, como poseen todos, y fácilmente se concebirá lo imposible que es suponerle dividido en una

infinidad de partes, segun una de sus dimensiones, sin que dichas partes carezcan de espesor; porque si se las concede el más mínimo espesor, bastará que se añada este, á cualquiera de ellas, cierto número de veces, para que se reproduzca la dimension del cuerpo; pero no pudiendo ser representado lo infinito por un número, y debiendo poseer siempre estension los cuerpos para existir, segun las tres dimensiones, resulta naturalmente que no son divisibles hasta lo infinito y que la existencia de los átomos está sábiamente concebida.

Este sistema, sufrió varias alternativas: por espacio de mucho tiempo estuvo formando parte de las especulaciones filosóficas; pero despues, quedó sepultado en el más completo olvido, hasta que en la época del desarrollo de las ciencias, ó por mejor decir, de la creacion de las esperimentales, la teoría de los átomos fué sacada del polvo en donde yacía, aunque no fué aplicada á la química hasta una época mucho más próxima á la nuestra.

En 1789, Higgins, irlandes, publicó un exámen comparativo de la teoría flogística y antiflogística: en él admitia, que la combinacion de los cuerpos se efectuaba entre los átomos y que un átomo de una naturaleza determinada, podia unirse á uno, dos, ó tres átomos de distinta naturaleza. Pero, como se vé, este es el sistema de las proporciones múltiplas, admitido teóricamente antes que la esperiencia las hubiera demostrado.

John Dalton, adoptó la misma idea, desarrollándola de una manera notable: este sábio, fijó principalmente su atencion en demostrar, que las proporciones químicas tenian su orígen en los átomos; y que admitiendo átomos de diferente naturaleza, y atribuyendo á cada uno de ellos un peso particular, segun la que les fuera propia, era posible, sin variar dichos pesos, y con solo unir unos con otros, en determinado número, hallar las proporciones de los elementos de todos los compuestos químicos. Esta bella idea, recibió despues por Berzelius un nuevo impulso, adoptándose desde este momento por la generalidad de los químicos; y son en el dia tan sencillas las bases, sobre que se apoya la teoría atomística, que puede exponerse de una manera general en pocas palabras.

Se entiende por *átomo*, la partícula más pequeña de un

cuerpo que dá orígen á una combinacion, por la simple justa posicion con las partículas de otro (1): cada átomo no esperimenta en realidad ninguna alteracion en la formacion de los compuestos; las nuevas propiedades que estos presentan, provienen de la justa posicion, la diversa naturaleza de los átomos heterogéneos. Cuando se destruye una combinacion, de tal suerte, que los cuerpos simples que la constituyen se encuentran enteramente disociados, los átomos de estos aparecen con sus propiedades primitivas, y probablemente con su forma y dimension primera, sin ninguna alteracion.

El átomo de un cuerpo simple es, pues, la partícula más pequeña que no esperimenta alteracion alguna en las reacciones químicas: el átomo de un cuerpo compuesto, es el pequeño grupo formado por la reunion de los átomos simples que le constituyen.

Tal es, en efecto, la idea que desde luego se han formado los químicos de los átomos; pero si fijamos le atencion, veremos que este es el sistema de los números proporcionales, tal cual lo hemos expuesto en la leccion anterior. Despues se ha querido ir más lejos y fijar realmente el número de átomos que representa cada uno de los números proporcionales. Si se conociese el número de los que entran en una combinacion, claro es que podria establecerse el peso relativo de cada uno de los átomos. En efecto, la esperiencia demuestra que 100 partes de oxígeno y 12,50 de hidrógeno, constituyen por su combinacion el agua; si suponemos ahora que estos dos cuerpos están unidos *átomo* con *átomo*, sus pesos se hallarán en la relacion de 100 : 12,50.

Si por el contrario, admitimos que un átomo de oxígeno, se une con dos de hidrógeno, esta relacion será : : 100 : $\frac{12,50}{2}$ por consiguiente, todo el problema viene á quedar reducido á esto: ¿cuántos átomos contendrá, una combinacion dada, de cada uno de los cuerpos simples que la constituyen?

Examinando con detenimiento Gay-Lussac, de qué modo se comportaban los gases por la temperatura y la presion, y considerando que estos cuerpos, sea cualquiera su naturaleza,

(1) En el Congreso de Calsrhue, se ha convenido en entender por *átomo, las entidades químicas, é indivisibles, de los cuerpos simples ó compuestos.*

se conducen siempre de la misma manera, dedujo que en igualdad de volúmen y bajo las mismas circunstancias, era tambien igual el número de átomos en cada uno de ellos. Se admite en efecto, que en un gas dado, todas las moléculas se hallan colocadas á igual distancia entre sí; porque si se considera que esta distancia es diferente en las moléculas de otro gas, no se comprende cómo la influencia de una fuerza esterior, produce resultados idénticos en ambos casos. Es preciso, por lo tanto, convenir en este principio: *que los gases en circunstancias iguales, se componen de átomos colocados á igual distancia entre sí; lo que equivale á decir que, bajo el mismo volúmen, contienen el mismo número de átomos.*

Sentado esto, el peso relativo de los átomos, podrá deducirse fácilmente del peso de dos volúmenes iguales de gases diferentes; y como la densidad de los gases, expresa sus pesos relativos, en circunstancias iguales, puede sacarse por consecuencia, que en los cuerpos gaseosos los pesos de los átomos son proporcionales á las densidades.

Tomemos, como ejemplo, el oxígeno y el hidrógeno y hallaremos que 1,1056, densidad del oxígeno : 0,0692, densidad del hidrógeno : : 100 : x, (suponiendo que se represente por 100 el peso del átomo de oxígeno); de donde se obtiene; $\frac{100 \times 0,0692}{1,1056} = 6,25$ peso del átomo de hidrógeno.

Operando del mismo modo sobre el cloro, el nitrógeno, el yodo y el mercurio, se han obtenido resultados análogos.

Segun manifestamos ya, al hablar de los calores específicos de los cuerpos, bajo el punto de vista de su utilidad para determinar en ciertos casos los equivalentes químicos, Dulong y Petit han observado que modificando aquellos, sea por multiplicacion, ó bien por division, podrian ponerse todos en condiciones tales, que *fuera para cada átomo idéntica la capacidad* para el calórico, cualquiera que fuese por otra parte la naturaleza del cuerpo.

De suerte, que una cantidad dada de dicho agente, elevaria á un número igual de grados, cantidades de cada uno de los cuerpos simples, representadas por el peso de sus átomos.

Nada hay más fácil, por otra parte, que la comprobacion de esta ley; en efecto, el número que expresa el calórico espe-

cífico de un cuerpo, representa el efecto termométrico que este cuerpo, al enfriarse un grado, produciria sobre una masa igual de agua.

Representando el cuerpo y el agua por la unidad, tendremos que, para obtener el efecto termométrico producido por un átomo, será indispensable multiplicar el peso de él por el número que exprese la capacidad para el calórico del cuerpo á que pertenezca, segun veremos por los siguientes ejemplos:

Nombres.	Calores específicos.	Peso relativo de los átomos.	Producto del peso de cada átomo, por la capacidad correspondiente.
Bismuto. . .	0,03084	1330,38 (siendo O = 100,00)	40,9
Plomo. . . .	0,03140	1294,50 ——	40,6
Azufre. . . .	0,20259	200,00 ——	40,5

Los productos del peso de cada átomo, son, como se vé, sensiblemente iguales; y esta circunstancia es imposible atribuirla á la casualidad: debemos, pues, admitir con Dulong y Petit, *que los átomos de todos los cuerpos simples, tienen la misma capacidad para el calórico.*

Los cuerpos que no son naturalmente gaseosos, ni pueden dar lugar á ninguna combinacion gaseosa, son capaces, sin embargo, de agruparse de una manera bastante probable segun las observaciones de Mitscherlich. Este sábio á reconocido, como vimos anteriormente, que en una sal dada, puede algunas veces reemplazarse en totalidad ó en parte, la base por otra base, y el ácido por otro ácido, sin alterar el sistema de la forma cristalina primitiva, aunque el valor de los ángulos no sea estrictamente el mismo. Llama, como sabemos, *isomorfos* á los cuerpos que son capaces de reemplazarse mútuamente de este modo; y la esperiencia demuestra, que estos cuerpos isomorfos, cuando están aislados y cristalizan, dan ordinariamente cristales semejantes en la forma y muy aproximados en el valor de los ángulos. En muchos compuestos isomorfos se habia admitido, antes de esta importante observacion, el mismo número de átomos, y Mitscherlich propone generalizar esta regla, considerando todos los compuestos capaces de cristalizar del mismo modo, ó de reemplazarse en las combinaciones, sin alterar la forma de estas, como *conte-*

niendo el mismo número de átomos agrupados de la misma manera.

Algunos ejemplos aclararán esta proposicion. En los dos óxidos de hierro, las cantidades relativas de oxígeno, para un peso dado de hierro, son entre sí : : 2 : 3 ; se puede, por consecuencia, admitir, que 2 ó 3 átomos de oxígeno, están unidos á 1 ó 2 átomos de hierro.

Suponiendo que el hierro entra por 2 átomos, tendremos:

Protóxido de hierro (ú óxido ferroso.) = { 1 átomo de hierro. / 1 — de oxígeno.

Peróxido de hierro (ú óxido férrico.) = { 2 — de hierro. / 3 — de oxígeno.

Esto sentado, deben admitirse fórmulas análogas á la primera, para el deutóxido de cobre, el protóxido de manganeso, el protóxido de cobalto, el de nikel, el de zinc, la magnesia y la cal; es decir, que todos estos cuerpos deben contener un átomo de metal y un átomo de oxígeno, hallándose en iguales circunstancias el protóxido de plomo, de bario y de estroncio.

Igualmente pueden considerarse como análogos, al peróxido de hierro, la alúmina, el sexquióxido de manganeso y el óxido verde de cromo.

Pero además de que la esperiencia no nos ha orientado todavía sobre un gran número de óxidos metálicos, no comprendidos en las diversas séries precedentes, es preciso añadir que aun en lo concerniente al isomorfismo, Mitscherlich ha demostrado que el mismo cuerpo puede ofrecer dos formas primitivas diferentes ó incompatibles; habiendo comprobado este hecho con el azufre entre los cuerpos simples y la cal respecto de los compuestos, toda vez que en ciertas ocasiones es isomorfa con la estronciana y el protóxido de plomo, mientras que en otras ofrece una forma diferente; asemejándose en este caso á los protóxidos de hierro y de manganeso, etc.

Mitscherlich esplica estas variaciones singulares, suponiendo que dependen de una alteracion en las relaciones de las moléculas, deduciendo por conclusion; *que el mismo número de átomos, combinados del mismo modo, producen la*

misma forma cristalina; que la forma cristalina es independiente de la naturaleza de los átomos, y que solo se determina por su número y posicion relativa.

Resulta de lo expuesto, que Dulong y Petit, por una parte y Mitscherlich por otra, han sacado de las propiedades físicas de los átomos un partido muy ventajoso para resolver la cuestion de sus pesos relativos.

Existe otra propiedad que los experimentos nos permiten apreciar, y cuyas consecuencias merecen ser discutidas: es el volúmen relativo de los átomos, tomado en el estado sólido. Para conocer este volúmen, basta saber, por experiencia, el volúmen de agua desalojado por un peso conocido del cuerpo. La densidad de cada cuerpo, referida al agua, dá inmediatamente este resultado; porque expresa la cantidad de cuerpo necesaria para desalojar un volúmen de agua que se supone igual á la unidad en todos los casos. Para obtener, pues, el volúmen de un átomo, será suficiente plantear una simple proporcion en esta forma:

$$1^{v} : d :: x : p; \ldots x = \frac{p}{d}$$

Siendo d, la densidad del cuerpo, y p el peso de su átomo, $\frac{p}{d}$ será el volúmen de agua que desalojará un átomo de este cuerpo.

Pero si bien, bajo el punto de vista teórico ó especulativo, estas consideraciones ofrecen interés, por su utilidad práctica en determinados casos, preciso es confesar que en el terreno de la observacion son más, hasta el dia, las escepciones, que los hechos capaces de corroborar los deducidos por otros procedimientos.

Y como no podemos pasar más adelante, sin entrar en hipótesis más ó menos vagas, que indudablemente nos alejarian del objeto que nos hemos propuesto, nos contentaremos con las consideraciones dichas, que bastan para demostrarnos lo difícil que seria llegar por este terreno á verdades absolutas. Por lo tanto, aconsejamos á los que deseen ilustrarse más en este género de ideas, que consulten la opinion que sobre tan importante punto emite el sábio Berzelius, entre otros varios

químicos, al desarrollar la teoría de las *proporciones químicas* (tomo 4.°, pág. 84 y siguientes, de la última edicion francesa).

Réstanos, para terminar este importante asunto, decir dos palabras acerca de la analogía que tienen entre sí la teoría de las proporciones químicas y la corpuscular ó atomística; con tanta más razon, cuanto que existe cierta divergencia entre el parecer de algunos químicos, respecto de la eleccion de una ú otra.

La *ley de las proporciones múltiplas*, así como la de los *equivalentes*, no es ciertamente el resultado de hipótesis alguna; el químico pensador, filosófico, no ha tenido la más mínima parte en su existencia: es finalmente, una de tantas sublimes creaciones con que ha querido ilustrar al hombre científico la sábia naturaleza. De manera, que solo ha sido preciso que llegara la ciencia á cierto período de perfeccion, para que los hechos nos la dieran á conocer.

Pero siendo propia condicion del espíritu humano, el insistir con más ó menos constancia en el orígen de las cosas y en el *por qué* de los hechos, resulta que el entendimiento del hombre se ha visto forzado á inventar una razon, que al darle cuenta de la causa que hace imposible la union de los elementos en otras proporciones, que las observadas, satisfaga, hasta cierto punto, la exigencia de su espíritu. Este ha sido, en nuestro juicio, uno de los principales motivos que han hecho introducir en la química la teoría corpuscular ó atomística. Por ella se dá cuenta, en efecto, el químico, con la perfeccion que la ciencia exige en el dia, no solo del por qué de las proporciones químicas, sino tambien de algunos fenómenos, tales como la *dilatacion y contraccion* de los cuerpos; *su forma cristalina*, *etc.*, y otros varios, que aunque sencillos, no han podido explicarse por ningun otro sistema.

Los números equivalentes, en su significacion propia, expresan valores iguales en cuanto á los efectos; es decir, que indican los pesos necesarios de los diferentes cuerpos para producir en una combinacion iguales resultados: pues bien; la teoría atomística hace sensibles estos efectos, atribuyéndolos á esas entidades indivisibles, de los cuerpos, denominadas *átomos*.

Por lo demás, podemos aplicar á la determinacion de los pesos relativos, de dichos átomos, los métodos de que hemos visto se valen generalmente los químicos, para apreciar los equivalentes de los cuerpos.

Por último; recordaremos que, adoptando las ideas de la escuela atomística, es preciso admitir que las combinaciones químicas se efectúan precisamente entre dichas entidades indivisibles denominadas *átomos;* que los átomos heterogéneos de los cuerpos se *justaponen*, despues de atraidos recíprocamente en virtud de la fuerza de combinación; siendo debidas á esta justaposicion atomística, del cuerpo formado, las nuevas propiedades que presenta; y que, en fin, el calor y la electricidad son particularmente, entre otras fuerzas, las que, actuando sobre los intersticios de los átomos, originan, no solamente los cambios físicos que corresponden á su estado sólido, líquido, gaseoso y esferoidal, sino tambien los que se refieren á los alotrópicos é isoméricos, y hasta á las propiedades químicas de marcadísimo carácter diferencial.

Los pesos atomísticos de varios cuerpos, son múltiplos, ó submúltiplos, de los equivalentes, tales son, por ejemplo, los del *hidrógeno*, *cloro*, *bromo*, *yodo*, *fluor*, *nitrógeno; fósforo y arsénico*, cuyo peso atomístico es la mitad del adoptado para sus equivalentes: de ahí que, en las fórmulas de las obras alemanas, veamos indicar la composicion del agua, ácido hidroclórico, hidrobrómico, etc., poniendo dobles los símbolos del hidrógeno, en el agua; de los dos elementos, cloro é hidrógeno, en el ácido clorhídrico, etc. etc., para indicar, que consecuentes los partidarios de los átomos, con las observaciones de Gay-Lussac, respecto de los volúmenes gaseosos, y en vista de que en el agua, ácido hidroclórico, etc., entran para formar, en el primer compuesto, dos volúmenes de hidrógeno, así como para el segundo y varios más de los que siguen, dos de cada elemento, es claro, que si bajo dicha ley átomo y volúmen, son una misma cosa, deba marcarse en las fórmulas la relacion atomística y correspondiente, y escribir: H^2O para el agua, H^2Cl^2 respecto del ácido hidroclórico, etc.

En la teoría atomística, como en la ley de los equivalentes, la suma de los valores correspondientes á la átomos elemen-

tales, constituye el valor del átomo relativo al cuerpo compuesto.

Aunque conocedores y hasta apasionados, del mérito filosófico de la teoría atomística, nosotros usaremos con preferencia á ella, el valor de los equivalentes, en todas nuestras operaciones y cálculos químicos; porque siendo ellos la espresion pura y simple de los hechos, y debiendo dirigirse el escaso fruto de nuestras *lecciones elementales* á los que por vez primera saludan nuestra importante ciencia, juzgamos más prudente atenernos en nuestro curso á hechos observados que deslizarnos por las seductoras, pero resbaladizas pendientes de la teoría atomística.

Causas modificantes de la fuerza de combinacion ó afinidad química. Varias son las causas que hasta aquí se ha observado ejercen más ó ménos influencia en la combinacion química de los cuerpos; pero la mayor parte pueden resumirse en las siguientes:

1.ª La cohesion.
2.ª El calor.
3.ª La luz.
4.ª La electricidad.
5.ª Las propiedades relativas.
6.ª El estado libre.
7.ª La presion
8.ª La cantidad relativa, ó la influencia de las masas.
9.ª La fuerza catalítica.
10. La insolubilidad y volatibilidad del resultado.

Influencia de la cohesion. Sucede en gran número de casos que dos cuerpos sólidos no pueden combinarse, aun cuando tengan mucha afinidad, porque esta no es capaz de vencer á la de agregacion molecular ó cohesion; y la adherencia de las moléculas de los cuerpos, impide á estas que se pongan en la esfera de actividad de la fuerza que los solicita.

Hé aquí por qué es preciso, cuando se trata de combinarlos, someterlos á la accion del calórico, el que, penetrando en los intersticios moleculares de los cuerpos, disminuye su cohesion y hace por lo tanto que venza la fuerza de afinidad. Por ejemplo, el cobre y el azufre, divididos y mezclados, no ejercen accion alguna recíproca, aun cuando se abandonen á

sí mismos durante mucho tiempo; y esto sucede, por la cohesion respectiva y molecular del uno y otro elemento: pues bien: calentados dichos cuerpos, en una vasija de vidrio conveniente (*un matráz*) y hasta un punto superior al de la fusion del azufre, se unen inmediatamente con desprendimiento de calórico y luz.

Influencia del calórico. Aunque, segun lo que acabamos de decir, el calórico favorece singularmente las combinaciones químicas, hay ocasiones, sin embargo, en que actúa de una manera inversa, separando las moléculas que antes estaban unidas; en cuyo caso, su efecto es debido á un esceso de intensidad: así que, el mercurio, por ejemplo, que á una temperatura próxima á la de la ebullicion, se convierte en óxido mercúrico, aumentando la temperatura, pierde todo el oxígeno, quedando aislado el metal, que por lo general se volatiliza.

Influencia de la luz. Este poderoso agente, lo mismo que el calor, exalta, por lo general, las reacciones químicas, sobre todo en aquellos compuestos dotados de color; sin embargo de que hay algunos que, como las sales incoloras de plata, son profundamente alterados tambien por los rayos químicos de la luz: es decir que aquí, á semejanza del caso anterior, puede haber dos acciones diversas y opuestas; una que favorezca y otra que perjudique. Como ejemplo, para el primer caso, citaremos lo que sucede cuando se esponen á los rayos directos de la luz solar, una mezcla de volúmenes iguales de cloro é hidrógeno; ambos cuerpos se combinan con fuerte esplosion, mediante la influencia de los rayos químicos de la luz: el segundo ejemplo, en apoyo del poder descomponente de la luz, nos le ofrecen, bien sea la reduccion de las sales argénticas (fundamento del daguerreotipo y fotografía), ó bien la accion del cloro sobre el agua etc., etc.

Influencia de la electricidad. Conviniendo, de acuerdo con la teoría electro-química más admitida en la actualidad, y cuyos fundamentos estudiaremos más adelante, que la causa principal que determina la combinacion de los cuerpos, es debida á una especie de antagonismo eléctrico, entre sus átomos, fácil es deducir el papel importante que desempeña esta poderosa fuerza en la union y descomposicion de dichos cuerpos: en efecto, si recordamos que con arreglo al citado antagonismo

eléctrico, están clasificados, por varios autores de gran fama, todos los elementos metaloideos y metálicos, que existen hasta el dia, comprenderemos la importancia que tendrá, como causa dominante de las combinaciones químicas, el fluido de que nos ocupamos; pues bien, segun los preceptos que nos enseña la física, la atraccion de esa fuerza solo puede ejercerse entre cuerpos que estén cargados de electricidades opuestas ó de naturaleza antagonista; mientras que la repulsion tiene lugar, por el contrario, entre cuerpos dotados de electricidades del mismo nombre.

Si esto es así, respecto de los cuerpos simples, clasificados conforme á esta teoría, claro es que aquellos elementos ó compuestos más distantes, en la escala eléctrica, serán los que tengan mayor tendencia á combinarse y efectuarán dicha union tambien con mayor intensidad química: esto es cabalmente lo que acontece, por regla general; pues vemos que el *oxígeno*, *cloro* y *azufre*, por ejemplo, que son entre los cuerpos simples metaloideos, los que están colocados á la cabeza de los electro-negativos, se unen con suma fuerza de combinacion con otra clase de cuerpos antagonistas (los metales propiamente dichos), como por ejemplo, el *potasio*, *hierro*, *cobre*, *etc.*, que á su vez figuran entre los *cuerpos más electro-positivos*. Y por el contrario; los semejantes entre sí, en una ú otra escala eléctrica, tienen escasa afinidad, y sus compuestos son de ordinario poco estables: los cuerpos compuestos obedecen á este mismo principio electro-químico, como podemos comprobar recordando los caractéres que hemos dado á los ácidos y á las bases (pág. 30): por lo demás, la electricidad perjudica tambien en unos casos y en otros favorece, como, por ejemplo, cuando se pasa la chispa eléctrica, en presencia del oxígeno y el hidrógeno; y perjudica, cuando descomponemos el agua por la pila.

Despues de esto, fácil es ya deducir cuál será la influencia que ejercerán en las combinaciones químicas, *las propiedades relativas de los cuerpos*: es evidente, que cuanto más diferentes sean dos cuerpos, más tendencia tendrán á unirse entre sí, mayor estabilidad gozará, por lo general, el nuevo compuesto y más neutralizados estarán, en fin, los caractéres respectivos de ambos cuerpos.

El estado libre, es otra de las circunstancias que pueden modificar la combinacion química en los cuerpos, supuesto que su afinidad es muchísimo mayor, en semejante estado, que cuando han sido ya retenidos préviamente en otra combinacion cualquiera; como ejemplo de este hecho, podemos citar la accion del oro sobre el mercurio y sobre el cloruro mercúrico: en el primer caso, el oro se disuelve rápidamente (cuando se halla bajo una forma muy dividida, como en los panes y batiduras), produciéndose una amalgama de oro; mientras que, aun cuando se prolongue por mucho tiempo en el segundo caso, la accion de los dos cuerpos, oro y cloruro mercúrico, no hay combinacion alguna; en razon á que el mercurio está ya unido con el cloro, y por lo tanto neutralizada la accion disolvente que antes tenia para con el oro.

Influencia de la presion. La presion, que determina una proximidad mayor, entre las moléculas, ejerce principalmente una influencia marcada sobre los cuerpos que son muy compresibles, como sucede con los fluidos elásticos; favorece su union entre sí, ó bien con la de ciertos líquidos, aumentando la fuerza de combinacion con ellos, á medida que el grado de presion aumenta.

Tomemos por ejemplo, el gas ácido carbónico, que solo se disuelve en un volúmen de agua igual al suyo, á la temperatura de 15° y á la presion ordinaria de la atmósfera; pues bien, á una presion doble ó triple, el agua puede contener dos ó tres veces su volúmen del mencionado gas. Esta combinacion no puede existir sino mientras se ejerza aquella fuerza, porque en el momento que cese el gas ácido carbónico, recupera su fuerza elástica, como una barra de acero templado recobra su forma rectilínea si ha sido encorvada en arco por una fuerza mecánica. La efervescencia tumultuosa que se manifiesta en ciertos vinos llamados espumosos, el Champagne, por ejemplo, cuando se destapan las botellas que los contienen, es debido al desprendimiento rápido del gas ácido carbónico, que estaba retenido en disolucion en estos líquidos, por la presion del tapon que impedia su salida.

Entre las combinaciones de los fluidos elásticos, con los cuerpos sólidos, hay algunas que se descomponen fácilmente al aire libre por el calor; pero sí, por el contrario, se colocan

estos compuestos en un espacio estrecho y herméticamente cerrado, no habrá descomposicion, aun cuando se los caliente; porque entonces la espansion del gas desprendido, que seria muy grande en el primer caso, no puede aquí tener lugar por la resistencia de las paredes del vaso; el mármol y la creta, que son combinaciones de ácido carbónico y de cal, nos pueden suministrar algunos ejemplos. Si se calcinan dichos cuerpos al aire libre y bajo la presion ordinaria de la atmósfera, el ácido carbónico se desprende y se obtiene en último resultado cal viva ó cáustica; pero si se ejecuta el experimento en un tubo de hierro, en el que se introduce cualquiera de las dos sustancias, mármol ó creta, teniendo cuidado especial de cerrar herméticamente las aberturas del tubo antes de calentarle, no se observa descomposicion alguna, aun cuando se le haga sufrir una elevada temperatura.

Influencia por la relacion de masas. La fuerza de combinacion entre dos cuerpos, varía tambien segun sus cantidades relativas. En toda union química, se observa, que las moléculas de un cuerpo se adhieren tanto más á las moléculas de otro, cuanto más pequeñas son, proporcionalmente, respecto de las últimas; es decir, de las del segundo cuerpo; esto es fácil de comprender, valiéndonos de la siguiente suposicion: si se combina A y B, en dos proporciones, á saber; una parte de A con una parte de B, y otra parte de A, con dos partes de B, se observa que en la primera combinacion una molécula de A, es atraida y retenida en virtud de la fuerza de combinacion, por una molécula de B; en la segunda, una molécula de A, es atraida por dos moléculas de B: por consiguiente, será más difícil, ó bien deberá emplearse mayor fuerza para separar una parte de A en la segunda combinacion que en la primera, en donde la fuerza de afinidad no se ejerce sino de una molécula á otra. Esta fuerza, que varía en los diferentes cuerpos, preside á todas las reacciones y es objeto contínuo de las investigaciones del químico: como ejemplo de esta influencia, podemos citar la descomposicion del agua en vapor por el hierro enrojecido y la reduccion del óxido por el hidrógeno. En el primer caso, un pequeño volúmen de agua, en vapor, está bajo la influencia de una gran superficie (*masa*) de hierro y el agua se descompone; mientras que en el segundo, una

corta porcion de óxido de hierro se halla sometida á mucho volúmen (*masa*) de hidrógeno.

Influencia de contacto, ó fuerza catalítica. Berzelius ha designado, bajo este nombre, una fuerza particular y misteriosa que es á los fenómenos químicos, lo que la *nerviosa* á los fisiológicos: desde que el célebre Thénard, dió á conocer por vez primera los fenómenos curiosos de contacto, que al descomponerse el agua oxigenada tenian lugar en presencia de varios cuerpos, tales como el oro, la plata, los sobreóxidos de manganeso y de plomo etc. etc., han venido siendo objeto del estudio, de casi todos los químicos, esta clase de fenómenos que producen ciertos cuerpos, y sobre todo la esponja de platino, sobre otros varios, por solo su presencia; y de tal manera, que dichos fenómenos se verifican sin que el cuerpo que los provoca tome parte activa en ellos ni entre, por lo tanto, en combinaciou alguna ni, en fin, sufra el menor cambio en sus propiedades primitivas. Y lo más estraño de esta accion misteriosa es, que tan pronto obra determinando á la temperatura ordinaria, la union de varios cuerpos que no lo efectúan normalmente, aun cuando permanezcan por mucho tiempo en contacto, como sucede la del oxígeno y ácido sulfuroso, produciendo ácido sulfúrico; la del amoniaco y oxígeno, originando agua y ácido nítrico; la del hidrógeno y oxígeno, constituyendo agua, etc. etc., sino que otras veces, dicha fuerza, obra hasta cierto punto como el calor; y una prueba de ello, nos la ofrece el fenómeno que tiene lugar con el nitrato amónico, que ordinariamente se descompone á 230°, y con la esponja de platino (es decir, en virtud de la accion catalítica que esta origina), dicha sal se descompone á 160°

Influencia por distinta densidad. Cuando dos cuerpos tienen un peso específico diferente, tienden constantemente á desunirse; de manera que si la afinidad es débil no podrán combinarne; por esta razon es por la que el agua no disuelve el aceite: y tambien se debe á la misma, el que cuando se deja enfriar lentamente una masa homogénea de cristal en fusion, se hallen las capas inferiores más cargadas de plomo que las superiores; y en fin, por la misma causa acontece, el que la mayor parte de las aleaciones, colocadas en circunstancias idénticas á las del cristal y formadas de dos metales de distin-

ta densidad, nos presenten un fenómeno análogo al precedente.

Influencia por la insolubilidad del resultado y por la mayor fusibilidad ó volatilidad del mismo. Daremos á conocer, para terminar, y como apéndice á estas causas modificantes, una de las que mas influyen en la fuerza de combinacion de los cuerpos y de cuyo útil conocimiento es deudora la Química al vasto genio del célebre Berthollet, quien con aquel lenguaje lacónico y filosófico que le caracterizaba, la ha formulado, erigiéndola en ley, de la manera siguiente:

Via húmeda. *Siempre que por la accion de dos ó mas cuerpos con intermedio de un líquido, pueda resultar uno mas insoluble que los puestos en accion, la descomposicion se verifica constantemente.*

Via seca. *Siempre que por la accion de dos ó mas cuerpos, con intermedio del calor, pueda resultar uno mas fusible ó mas volátil, la descomposicion se efectúa constantemente.*

Principios fundamentales de la teoría electro-química. Antes de entrar de lleno, en este interesante asunto, creemos útil recordar, siquiera sea de un modo muy elemental, las principales propiedades que en suma ofrecen tres de las importantes fuerzas, agentes ó fluidos, que hace un momento hemos visto ejercian una poderosa influencia en las combinaciones químicas. Dichos fluidos son, el *calórico*, la *luz*, y la *electricidad*.

Calórico.

Podemos considerar á este agente, como un fluido sutil y universal que forma parte de todos los cuerpos y cuyos principales caractéres son:

1.° Manifestarse en forma de rayos luminosos cuando está libre.

2.° Dilatar los cuerpos.

3.° Actuar en sentido inverso que la atraccion.

4.° Producir una sensacion particular.

5.° Determinar por su sustraccion el enfriamiento.

Además, el calórico obra de un modo especial con los diversos cuerpos, en determinados casos: unas veces los funde sin alterarlos, como sucede con el ácido bórico; otras los fun-

de y volatiliza á la vez, como lo verifica con el azufre; hay casos en que volatiliza el cuerpo sin fundirlo, como sucede al yodo; ya los funde sin volatilizarlos, pero los descompone al fin, como acontece entre otros con el nitrato amónico y el clorato de potasa, ó bien los descompone sin fundirlos ni volatilizarlos, y tal es lo que le sucede al sobreóxido de manganesio; ó bien, en fin, combina los cuerpos á cierto grado y los descompone á otros, como se observa con el óxido mercúrico.

Luz.

Podemos considerar á este admirable agente, bajo el punto de vista de la química elemental, como constituido por tres rayos distintos, á saber:

1.° *Rayos luminosos coloreados.*
2.° *Calorificos oscuros.*
3.° *Reductores oscuros.*

A estas tres partes, ó condiciones diversas, van implícitamente unidos tres distintos efectos tambien, que este fluido ejerce sobre los cuerpos, y son:

1.° *Alumbrarlos.*
2.° *Calentarlos* (lo cual se comprueba exponiendo un termóscopo á la influencia del rayo rojo, ó calorífico).
3.° Y en fin, *descomponer los cuerpos:* hecho que puede justificarse, sometiendo el bromuro ó yoduro argéntico, por ejemplo, al rayo violeta ó reductor.

Si queremos apreciar mejor la naturaleza química de la luz, podemos descomponer esta produciendo el espectro solar y sometiendo sucesivamente á los distintos colores de él varios cuerpos de diversa naturaleza química: segun nos enseña la física, el espectro solar se produce cuando se recibe en un espacio oscuro, y atravesando un prisma, un rayo de luz que entra por una pequeña abertura. La luz se descompone, entonces, en los siete colores naturales, á saber:

1.° Violeta.
2.° Añil (ó índigo).
3.° Azul.
4.° Verde.
5.° Amarillo.

6.º Anaranjado.
7.º Rojo.

Mediante un aparato especial (1), fundado sobre dicho principio y dispuesto de una manera ingeniosa, por un distinguido físico ruso Mr. Kirchoff y el célebre Bunsen, se ha conseguido actualmente obtener con él los resultados más admirables para la análisis química; supuesto que con él se han descubierto dos nuevos metales, semejante al potasio, siendo posible además dosizar con suma sencillez y rápidamente, por este procedimiento, aun las más pequeñas cantidades de los cuerpos que entran en las combinaciones químicas. El método consiste esencialmente en producir en el citado aparato, el espectro con luz artificial, y aislados los siete colores naturales, interponer en la llama pequeñas dósis de la sustancia cuya naturaleza se quiere averiguar; inmediatamente cambian en el espectro los colores normales y hay una alteracion en las rayas respectivas, de un determinado color, que acusan la presencia de un nuevo cuerpo interpuesto en la llama, cuya alteracion se observa mediante un buen microscopio: de esta manera determina Bunsen, por la naturaleza é intensidad de las nuevas rayas, en el espectro, la clase y cantidad del cuerpo que analiza.

Aplicando este método, tan original como bello, observó que la coloracion producida en el espectro, mediante la interposicion en la luz de una potasa del comercio, no era la que constantemente ofrecia el álcali en cuestion, ni tampoco los demás observados por él; y de deduccion en deduccion llegó á descubrir y aislar despues, con la rara sagacidad que le distingue, los dos nuevos metales alcalinos con que ya cuenta la ciencia.

Electricidad.

Podemos considerar tambien este fluido, bajo el punto de vista químico, como formando parte ó existiendo en todos los cuerpos y de tal modo, que el fluido *más*, ó positivo, (+) está neutralizado por el fluido *menos*, ó negativo (—), constituyendo el natural de dichos cuerpos (±), como sucede, por ejemplo, en el sulfato de potasa que es completamente neutro

(1) Véase el apéndice al tomo 1.º, pág. 518, *Espectrógrafo*.

á los reactivos coloreados, mientras que sabemos consta de dos cuerpos, ácido sulfúrico y potasa, que obran de diverso modo sobre dichos reactivos, supuesto que el ácido, á quien podemos considerar como el fluido negativo (—) los enrojece; y la base, que en nuestra hipótesis es el fluido positivo (+), enverdece, por el contrario, á los mismos cuerpos. Pues bien; podemos representarnos, decimos, las electricidades de diverso nombre en los cuerpos, de una manera análoga á como admitimos se hallan las propiedades del ácido sulfúrico y de la potasa, en el sulfato potásico, esto es, completamente neutralizadas.

Si continuando nuestra hipótesis, para mejor resultado en nuestro intento, consideramos las bases como el fluido positivo + y los ácidos como el negativo —, sucederá que vendremos á aplicar aqui tambien el principio sentado en física, á saber: que + con + ó — con — se repelen, y + con — ó — con + se atraen; pues, en efecto, bases con bases, no se unen jamás, por regla general, ni tampoco lo verifican de ordinario, los ácidos con los ácidos; mientras que la union es constante é intensa, de los ácidos con las bases ó de dos elementos, cualquiera, que representen en la escala electro-quimica el antagonismo eléctrico indicado.

Por lo demás, puede destruirse la neutralizacion de los dos fluidos, entre otros medios, por los tres siguientes:

1.° Por el frote (resina, vidrio, etc.).
2.° Por la temperatura (turmalina).
3.° Por el contacto (cobre, zinc).

La electricidad es conducida por ciertos cuerpos, mientras que no lo es por otros: los hay que son eléctricos por si mismos (los *hideoeléctricos* ó *resinosos*), y, en fin, existen otros que son buenos conductores (los *aneléctricos*, de los antiguos).

La electricidad aumenta, por lo general, la temperatura y favorece unas veces y otras perjudica la combinacion quimica de los cuerpos: la causa de esta última accion, depende probablemente de la cantidad relativa de electricidad, en virtud de la que están unidos los átomos. En efecto, supongamos que en el agua el hidrógeno representa el fluido positivo y el oxigeno el negativo, en esta forma: $\overset{+}{H}\ \overset{-}{O}$. Demos ahora valor

á estos fluidos y admitamos que el positivo es $+ = 100$, y $- = 100$; con lo que tendremos $+ = 100$ $- = 100$
H O

Sentada esta hipótesis, concedamos tambien valor numérico á los fluidos + y — de la pila, y aceptemos que el poder de atraccion de ambos fluidos, sea en ella = 1,000, respecto de + por —, y 1,000 el de — por + de la misma: claro está, que sometiendo el agua á la accion de la pila, en semejantes condiciones, se descompondrá en sus factores, supuesto que la fuerza atractiva del fluido + de la pila (que es 1,000), vencerá á la de 100 del hidrógeno, en virtud de la que está retenido el fluido — del agua; así como á su vez, la fuerza atractiva del fluido — de la pila (que es igual á 1,000) vencerá la de 100 que representa la electricidad negativa del oxígeno del agua y atraerá, por consiguiente, al hidrógeno de la misma. Y esto tendrá lugar con tanto más motivo cuanto que al poder de atraccion de un polo hácia el hidrógeno, por ejemplo, se agrega la repulsion del mismo polo sobre el oxígeno y viceversa.

Ultimamente, conviene recordar para nuestro intento, que cuando los cuerpos se combinan hay con suma frecuencia desprendimiento de calórico y luz, del mismo modo que cuando se unen las dos electricidades de nombre contrario, como por ejemplo, en la luz eléctrica.

Expuestas estas consideraciones, veamos si es posible explicar todo lo relativo á las combinaciones químicas, sin que sea precisa la intervencion de la afinidad ó fuerza de combinacion, con lo que daremos fin al estudio de *los fundamentos de la teoria electro-química.*

Pueden clasificarse los hechos relativos á la accion química en tres séries.

1.ª Los que se observan en los cuerpos antes de su combinacion recíproca.

2.ª Los que tienen lugar durante la combinacion.

3.ª Y en fin, los que se observan despues de la combinacion.

Antes de su union íntima, no ofrecen los cuerpos indicio alguno de electricidad libre; por consiguiente, es forzoso admitir que esta se halla en ellos disimulada.

Durante la combinacion, se produce varias veces luz, pero siempre calor y electricidad, segun han demostrado varios físicos y químicos, entre otros Becquerel.

Despues de la combinacion, desaparece todo indicio de electricidad; permaneciendo unidos los elementos que constituyen el compuesto, hasta tanto que una fuerza estraña venga á destruir el equilibrio en que se hallan.

Habiendo sometido Davy á un detenido exámen, los cuerpos más aptos para combinarse entre sí, observó que, en general, desarrollaban por su mútuo contacto tanta mayor electricidad, cuanto más grande era tambien su respectiva afinidad química; puesto, por ejemplo, el azufre en presencia de un metal, se cambiaba aquel en electro-negativo y este en positivo; y si el esperimento tenia lugar entre un ácido y una base, esta era ó adquiria la propiedad electro-positiva, y el ácido la antagonista ó negativa.

En vista de esto, Davy admite que por el mútuo contacto dichos cuerpos quedaban constituidos en estados eléctricos opuestos; que al verificarse la combinacion, se reunian nuevamente las electricidades, originándose por esta causa el calor y la electricidad que constantemente se observa en las acciones químicas enérgicas.

Respecto del estado de reposo, Davy admite que los cuerpos no poseen electricidad libre; sino que esta se desarrolla instantáneamente por medio del contacto que precede á toda combinacion química.

La cantidad de electricidad, desenvuelta ó producida, es pues, en concepto del célebre químico inglés citado, proporcional al antagonismo de los cuerpos: por lo demás, no da explicacion alguna respecto del estado de los cuerpos antes ó despues de la combinacion; no se ocupa más que de los fenómenos que tienen lugar mientras esta se efecúa.

Ampere se propuso, modificando esta teoría, avanzar un poco más en la explicacion de estos fenómenos: al efecto, supuso que todos los átomos de los cuerpos estaban dotados de una electricidad permanente y esencial á su existencia, ó lo que es lo mismo, de una especie de electricidad interna.

Además, admitió, que esta electricidad determinaba la condensacion, alrededor del átomo, de una cantidad equiva-

lente de electricidad de nombre contrario, formando en definitiva una especie de atmósfera semejante, en cierto modo, á la que se origina en una botella de Leyde.

En el momento en que los cuerpos se ponen en contacto, para combinarse, sus atmósferas se reunen produciendo el calor y la luz; y los átomos permanecen unidos por la atraccion de sus electricidades internas: para separarlos, es preciso restituirlos á sus atmósferas propias, que es lo que hace la pila y por eso es un instrumento de descomposicion tan universal. Segun Ampere, no es precisamente al contacto de los cuerpos cuando tiene lugar su electrizacion respectiva, sino que ya lo están préviamente; siendo las electricidades de los átomos, segun queda dicho, las que en rigor constituyen la afinidad química: las electricidades esteriores, que ellos originan, son las únicas que cambian; produciendo, como consecuencia inmediata, todos los fenómenos aparentes que acompañan la accion química, como por ejemplo, el calor, la luz y hasta los movimientos eléctricos.

Berzelius considera la intervencion de la electricidad, en la esplicacion de la accion química, bajo otro punto de vista. Habiendo observado que el calor, exalta, por lo general, la fuerza de afinidad en los cuerpos, creyó ver en esta circunstancia una razon poderosa para representar el estado atomístico de los cuerpos como análogo al de los cristales de la turmalina; admitiendo, por consiguiente, polos eléctricos en todos los átomos. Si el polo negativo domina en un átomo, este es negativo, y si domina el opuesto, el átomo es positivo; es decir, que segun sea el grado de desarrollo de estos polos, así los cuerpos ofrecerán caractéres más ó menos negativos ó más ó menos positivos.

Añadamos á esto, que si se admite con Berzelius la existencia de átomos dotados de polos eléctricos, y con Ampere el que los polos de ellos se hallen rodeados de electricidad disimulada, es indudable, que semejante manera de representar el estado de los cuerpos, nos dará la esplicacion de muchos hechos satisfaciendo al propio tiempo las principales condiciones de la cuestion que nos ocupa.

En efecto, se opone hoy dia á la teoría de Davy una objecion, que no tiene réplica, desde el momento en que se afirma

que por el contacto de los cuerpos, no se desarrolla electricidad alguna: la teoría de Ampere tampoco puede bastar, para esplicar la generalidad de hechos observados, sin sufrir grandes modificaciones; supuesto que segun ella, no puede un mismo cuerpo actuar como positivo en un caso y como negativo en otro; y bien sabemos que el cloro, en el ácido clórico y en los cloruros, ofrece ambos estados, siendo electro-positivo en el primer caso, y electro-negativo en el segundo, circunstancia que comparte con varios cuerpos que se hallan en el mismo caso.

Es pues, condicion precisa, que el estado eléctrico de los cuerpos sea independiente de su contacto, á la vez que variable, para que puedan esplicarse los fenómenos químicos por la sola y única accion eléctrica: por esta razon, son inadmisibles las teorías electro-químicas de Davy y Ampere, dándose por la generalidad de los químicos la preferencia á la de Berzelius, por ser la única hipótesis capaz de esplicar la mayoría de hechos que constituyen la base de esta importante cuestion. Veamos de que manera esplica Berzelius, los fundamentos de su ingeniosa teoría electro-química.

«*Polaridad eléctrica.* Las palabras polo y polaridad, se refieren á nuestro globo, que como es sabido, gira alrededor de dos puntos opuestos denominados polos; voz derivada del griego y que quiere decir, *yo giro*: los polos y la polaridad, en sus primeras acepciones, nada tienen de comun respecto del sentido con que se aplica á la electricidad y magnetismo. Hago esta observacion para alejar desde luego toda idea de analogía entre los polos eléctricos y los polos de la tierra.

»Los lectores que han adquirido en física el conocimiento de la polaridad magnética, poseen implícitamente nociones exactas sobre la polaridad eléctrica, supuesto que ambos siguen las mismas leyes generales.

»La polaridad consiste, pues, en que los dinámidos separados se acumulan en un cuerpo, en dos puntos opuestos, que denominamos *polos:* estos dos puntos pueden ser más ó menos grandes segun la forma de los cuerpos y la direccion que la polarizacion haya adquirido: *entendiendo por eje de polarizacion*, ó mejor, *direccion de polarizacion*, la línea que reune los dos puntos electro-polares de un cuerpo. A partir

de los dos polos, vá disminuyendo rápidamente la intensidad de la fuerza de polarizacion; en la direccion del eje de la misma y en el intermedio de los polos se halla un plano, que llamaremos *plano de indiferencia*, en donde parece que los dinámidos se hallan en perfecto equilibrio.

»Ciertos cuerpos cristalizados, gozan de la polaridad eléctrica, sea mientras se les calienta, ó bien durante el enfriamiento; pero en este último caso presentan una polaridad inversa de la que adquieren en el primero: en este número se hallan los cristales de ácido tártrico, turmalina, topacio y otras sustancias minerales. Los cristales de turmalina han sido los más frecuentemente empleados para ejecutar estos ensayos: á cuyo fin, se les calienta, pero sin que la temperatura sea demasiado elevada (pues entonces se les privaria de dicha propiedad), y se observa su estado polar durante el enfriamiento: cuando se toma un cristal entero, se vé que sus extremidades se hallan polarizadas y que el sentido de ella es paralelo al eje del cristal. Un punto extremo posee el fluido + y el otro el negativo ó —: el centro del cristal es indiferente ó neutro; pero partiendo de él aumenta rapidamente la electricidad hasta llegar á la extremidad en donde se halla el máximum del fluido correspondiente. Roto el cristal polar en sentido transversal, respecto del plano de indiferencia, se comprueba igualmente la polarizacion en los dos puntos extremos y opuestos del fragmento; pero habiendo cambiado la naturaleza del fluido, es decir, que la parte en donde se habia acumulado antes +, posee ahora el fluido negativo, ó — y viceversa. Reunidos otra vez ambos fragmentos, por su fractura natural, vuelve á neutralizarse de nuevo su estado eléctrico y se regenera en el punto de union el plano de indiferencia. Es, pues, evidente, en vista de esto, que semejante polarizacion del cristal de turmalina depende con toda evidencia del modo con que se hallan justapuestos los átomos; y si hubiera necesidad de una prueba directa, que comprobara más aun este aserto, la hallariamos en la circunstancia de que el cristal no puede nunca ser polar en otro sentido que en el del eje de polarizacion.

»Pero en el mero hecho de admitir, que la polaridad de la masa de un cuerpo, depende de la polaridad correspondiente á las más pequeñas partículas de dicho cuerpo, es decir, de

la de sus átomos, llegamos á la conclusion de que los átomos, tanto simples como compuestos, pueden ser polares; y que por el contacto de los referidos cuerpos, esta polaridad se aumenta, sea porque tomen recíprocamente la electricidad contraria, mediante el contacto de sus superficies respectivas, ó bien porque las electricidades opuestas se neutralicen; lo que en definitiva viene á ser lo mismo, aunque esta segunda opinion, esplica probablemente mejor el efecto que en realidad se produce.

»En el momento de la separacion de los cuerpos, queda libre el esceso de polaridad de sus átomos.

»Se ha objetado contra esta teoría, que en el mero hecho de suponer que los átomos son esféricos y no presentando una esfera ninguna direccion, que de una manera preferente pueda ser la direccion polar, era claro que ni los átomos simples ni mucho ménos los compuestos, podian ser polares, por la incompatibilidad de su forma admitida generalmente por todos los químicos. Esta objecion no es justa, pues con la misma razon debiera decirse que precisamente por ser polares los átomos no podian considerarse como esféricos: pero estas proposiciones no son consecuencia lógica una de otra; además, de que la polaridad no está sujeta á ninguna forma determinada y por lo tanto, la idea de una esfera electropolar no implica ni una imposibilidad, ni mucho ménos una contradiccion.

»En resúmen, nosotros admitimos lo siguiente:

»Los átomos simples y compuestos son electropolares; en la generalidad de ellos, uno de los polos está dotado de una fuerza preponderante, cuya intensidad varia segun la naturaleza del cuerpo: en aquellos en que el polo + domina, se llaman *cuerpos electro-positivos* y en los que sea el polo — el que domine, se llaman *electro-negativos*; los primeros se dirigen con la corriente elétrica, del lado positivo al negativo, y los últimos, del negativo al positivo: además, admitimos, que en el acto de la reunion de un átomo con muchos átomos dotados de una electricidad predominante opuesta, la polaridad de estos últimos hace nacer en el átomo con el cual se combinan, un número de ejes polares igual á los suyos, bien sea porque dichos ejes se corten, ó bien porque del lado libre coincidan en un solo punto polar.

«Cuanta mayor sea la polaridad de un cuerpo, más predomina tambien en él, en la misma relacion, una de las fuerzas polares; y más grande es, finalmente, su tendencia á unirse con otros cuerpos, sobre todo, con aquellos en los que es más predominante tambien la polaridad opuesta: así que, el cuerpo más electro-positivo, el potásio, se combina con el cuerpo más electro-negativo, el oxígeno, con una fuerza mayor que en ninguna otra combinacion química; por eso esta intensidad de union, tan solo puede ser vencida directamente por la fuerza de una corriente eléctrica, al paso que es destruida por medios indirectos, como veremos al hablar de la obtencion del potasio.

»De aquí se desprende que la tendencia á unirse los cuerpos es el resultado de las relaciones eléctricas bajo las que se hallan los átomos; que estos se atraen por los polos predominantes opuestos; y que en llegando á un estado de movilidad suficiente, se justaponen y retienen con una fuerza de la misma naturaleza que la que atrae y enlaza á dos imanes por sus polos antagonistas.

»Los fenómenos magneto-eléctricos, nos suministran pruebas bien claras y notables de la intensidad de esta fuerza.

»Sin embargo, entiéndase que no es necesario el que los cuerpos, capaces de combinarse entre sí, tengan polos opuestos predominantes: hemos visto, en efecto, que los cuerpos dotados de la más grande polaridad pueden, por el simple contacto, desarrollar la polaridad opuesta en los cuerpos menos polares. El zinc y el cobre, por ejemplo, están incluidos en el número de los cuerpos electro-positivos; pues bien, á pesar de esto, y de ser el primero mucho más electro-positivo que el cobre, desarrolla por el contacto una polaridad negativa en este último; y cuando ambos metales se mezclan íntimamente y se funden, se combinan con desprendimiento intenso de calórico y luz, dando origen á la aleacion conocida con el nombre de laton.

»La polaridad de los átomos compuestos, reposa, pues, segun hemos ya indicado, en la de sus elementos: ¿Estos son electro-positivos? Pues la combinacion lo será igualmente. ¿Son, por el contrario, negativos los átomos elementales? Pues negativo será tambien el compuesto resultante. Un átomo de-

bilmente electro-positivo produce, uniéndose á un átomo muy electro-negativo, una combinacion electro-negativa y recíprocamente.

»Es un hecho demostrado, que cuando las electricidades se ponen en equilibrio, por medio de conductores de pequeña capacidad, se desprende luz y calor que iguala al de las más altas temperaturas: lo mismo acontece con las combinaciones químicas.

»La luz de una lámpara encendida, ó la de una bujía y el calor del carbon hecho áscua, son el resultado de combinaciones químicas que los elementos de la materia combustible forman con el oxígeno del aire: durante mucho tiempo, se habia intentado esplicar estos fenómenos por las diferencias del calórico específico y latente puesto en libertad; pero á medida que han sido mejor conocidas las cantidades de calor capaces de ser puestas, por este concepto, en libertad, se ha visto que el calor desarrollado durante la combinacion química era mucho mayor y que por consiguiente no podia provenir del mencionado orígen. Mientras que, considerando el poder enérgico que la electricidad desempeña en las combinaciones químicas, podemos aceptar como probable que el desarrollo del calor, que casi siempre acompaña á aquellas, tiene el mismo orígen que el desprendido durante el tránsito de una corriente eléctrica por un conductor insuficiente; es decir, que reposa sobre la produccion EE, resultante de la union de $+E$, con $-E$.

Varios naturalistas han rechazado la presente teoría química electro-polar, no por las razones dichas anteriormente apropósito de la forma esférica de los átomos, sino simplemente porque en su juicio está desprovista de toda probabilidad; y sin embargo, admiten, por una parte, que en efecto existen relaciones eléctricas en todos los cuerpos; y por otra, que la fuerza de combinacion es una fuerza particular propia de la materia: segun ellos, las electricidades opuestas se descargan durante la reunion de los cuerpos, desarrollándose calórico y luz, siendo despues los átomos retenidos en virtud de la fuerza de combinacion. Esta esplicacion parece muy sencilla y es fácil de comprender; pero en cambio no nos dice por qué la corriente eléctrica separa los cuerpos unidos de dicho modo y destruye su fuerza de combinacion: además, si esta

fuera una fuerza particular é independiente del estado eléctrico, no podria concebirse cómo se destruia por la corriente eléctrica y por qué los cuerpos recobraban en este caso sus tendencias eléctricas primitivas; hecho tanto ménos comprensible, cuanto que estas tendencias son opuestas y ejercen una atraccion en el mismo sentido que la fuerza de combinacion.

»Por lo demás, nosotros conocemos muchos hechos que son apropósito para esclarecer la cuestion del estado electro-polar de los cuerpos, y de la fuerza de combinacion basada sobre semejante estado: en efecto, cuando en una pila eléctrica se invierte el órden de los pares electro-motores, de manera que el zinc ocupe el lado negativo del conductor húmedo y la plata el punto positivo del conductor más inmediato, se observa que el estado de polarizacion natural de estos metales es vencido por el estado inverso predominante en la pila; la plata aparece positiva y el zinc negativo.

»En semejante condicion, goza la plata de una tendencia de combinacion mucho más fuerte; se oxida y el oxido se une con el ácido puesto en libertad, mientras que por el contrario, la tendencia de combinacion del zinc queda totalmente destruida: cuando algunas horas despues se quitan ambos metales de la pila (en cuyo caso ya han tenido los polos tiempo suficiente para descargarse) y acto contínuo se les somete á varios experimentos, para conocer la electricidad desarrollada por el contacto mútuo de los metales, se observa que la plata continúa siendo electro-positiva y el zinc electro-negativo, y que, en fin, aun fuera de la pila, la plata demuestra mayor tendencia que de ordinario á combinarse con otros cuerpos, mientras que la afinidad del zinc, es mucho menor que normalmente; sin embargo, este fenómeno es de corta duracion y desaparece del todo despues de algunas horas.

»Pero el cuerpo más notable de todos, bajo este punto de vista, es el hierro, metal ordinariamente electro-positivo, dotado por lo tanto de suma afinidad por el oxígeno y capaz de descomponer el agua bajo la accion de los ácidos, con los que se combina entonces bajo la forma de hierro oxidado: pues bien, no solo puede perder este cuerpo simple su polaridad electro-positiva, sino aun adquirir la opuesta, y esto, bien sea mediante la pila eléctrica, ó bien por el contacto de ciertos cuer-

pos, como veremos al hacer la historia del referido metal. Además, el hierro persiste por mucho mas tiempo que los metales antes citados, en este cambio de estado electro-polar de que nos venimos ocupando, supuesto que desaparece totalmente su tendencia á combinarse con los cuerpos electro-negativos: asi es que, empleado como conductor positivo, en la descomposicion de un liquido provoca el desprendimiento, á semejanza del oro y el platino, del gas oxígeno (pero sin oxidarse); y en los experimentos sobre la electricidad, escitada por contacto, adquiere el fluido — ó negativo, en presencia de los metales, con los que es siempre positivo en su estado ordinario; y en fin, puede conservarse sin que sufra alteracion alguna, en semejantes circunstancias, hasta dentro de una disolucion (de ciertos grados), de ácido nítrico, cuyo ácido le disolveria en ella con suma violencia en el estado metálico normal. Segun se vé, los esperimentos recaen siempre sobre la misma sustancia, hierro, y sin embargo cambian completamente por el diverso estado polar las propiedades químicas del referido cuerpo simple.»

Tales son, en resúmen, las principales consideraciones en que el ilustre Berzelius funda la ingeniosa y sagáz defensa de su bella y filosófica teoria electro-química polar. Quizá parezca á algunos que nos hemos estendido demasiado sobre este punto, más bien del dominio de la química superior ó de ampliacion, que de las obras elementales de la índole de la presente: solo una razon hemos tenido para proceder de este modo, y es, que descansando todas las reacciones químicas en los movimientos moleculares ó atomísticos de los cuerpos, en virtud de la fuerza de combinacion, era indispensable analizar todas las cuestiones más importantes referentes á la naturaleza é índole de dicha fuerza, y de ahí el tener que hacernos cargo con alguna estension de los fundamentos de la teoria electro-química, agrupando á este fin y de la manera más clara que nos ha sido posible, las principales opiniones que acerca de dicha teoría, base de la ciencia, se han emitido, á saber:

La de Davy.

La de Ampére.

La de Berzelius.

Y como quiera que nosotros juzgamos la de este célebre químico, como la mejor de todas, natural es que hayamos dado mayor estension tambien á sus ideas. Por lo demás, hemos procurado entresacar únicamente de las obras clásicas (Thénard y Berzelius) que nos han servido de consulta para el estudio de la mencionada teoría, aquellas consideraciones generales que pueden estar más al alcance de los alumnos, evitándoles con esto la dificultad de elegir, y sobre todo entender los hechos é ideas que con la mayor estension consignan Thénard, Dumas y Berzelius, entre varios químicos, en sus obras, y que en vano se buscarán constituyendo un tratado especial, como debiera ser, en las obras modernas de Química elemental.

RESUMEN.

1. La teoría electro-química, es aquella hipótesis que aspira á dar una esplicacion satisfactoria de varios hechos puramente experimentales, como por ejemplo, el tránsito de los cuerpos mediante el calor, desde sólidos á líquidos y gases; ó viceversa, de gases á sólidos mediante la presion ó el descenso de la temperatura, ó las dos cosas á la vez; la regularidad en las proporciones químicas, é implícitamente la no divisibilidad absoluta de la materia; la observacion relativa á los calóricos específicos de los cuerpos; la referente al isomorfismo, alotropía é isomería, y en fin, la misma combinacion química con el conjunto de fenómenos que la caracterizan.

2. Segun esta teoría, se admite que todos los cuerpos están constituidos por cierto número de partículas extraordinariamente pequeñas no visibles é insecables, ó no divisibles, denominadas *átomos:* en los cuerpos simples, los átomos son homogéneos y se hallan retenidos, ó mejor dicho justapuestos, en virtud de la fuerza de atraccion ó cohesion. Respecto de los cuerpos compuestos, podemos considerarlos como constituidos de átomos integrantes, que justapuestos á mayor ó menor distancia por la fuerza de cohesion (en relacion con el calórico), imprimen el estado físico del cuerpo; y además hay los átomos constitutivos ó heterogéneos, que atraidos por la afinidad, se han unido por justaposicion, dando lugar á los átomos integrantes sobre que obra la cohesion mencionada.

3. Las nuevas propiedades que los cuerpos que se combinan adquieren, son, pues, debidas pura y simplemente á la justaposicion de los átomos correspondientes á los cuerpos heterogéneos; de manera que, segun sea su colocacion, así serán los caractéres físicos y químicos del compuesto resultante.

4. En todos los cuerpos hay ciertas cavidades ó intersticios de más ó menos volúmen, entre los átomos, segun la distancia á que estos se hallan justapuestos: sobre estas cavidades obran particularmente los dinámidos *calor, luz* y *electricidad*, cambiando por la accion de ellos el estado físico y químico de los cuerpos.

5. En resúmen, se dá el nombre de átomo á ciertas entidades invisibles é indivisibles de los cuerpos, entre las que se verifican las combinaciones químicas, en virtud de la fuerza de afinidad.

6. Los mismos métodos que sirven para determinar los equivalentes, se emplean tambien para conocer el peso y valor relativo de los átomos: en las combinaciones gaseosas y conforme á las observaciones de Gay-Lussac, se admite que bajo el mismo volúmen hay igual número de átomos, y por lo tanto, bajo este punto de vista átomo y volúmen vienen á ser sinónimos, y por eso se expresa dicha relacion en las fórmulas químicas que siguen el espíritu de la teoría atomística.

7. Los pesos atomísticos de varios cuerpos, son múltiplos ó submúltiplos de los equivalentes; tales son, entre otros, los del *hidrógeno*, *cloro*, *yodo*, *fluor*, *nitrógeno*, *fósforo y arsénico*; cuyo peso atomístico es la mitad del adoptado para sus equivalentes.

8. Las principales causas modificantes de la fuerzas de combinacion ó afinidad química son diez; á saber: la cohesion; el calor; la luz; la electricidad; las propiedades relativas; el estado libre; la presion; la cantidad relativa (ó la influencia de las masas); la fuerza catalítica; y la insolubilidad y volatilidad del resultado.

La electricidad es, de todas estas fuerzas, sino la única, por lo menos la que más geneneralmente influye en las combinaciones químicas: despues de la electricidad, siguen en importancia modificante, ora sea auxiliando á la afinidad, ó

bien perjudicándola, *la cohesion, el calórico, la luz, y la fuerza catalítica.*

9. Los fundamentos de la teoría electro-química, se reducen á atribuir al antagonismo eléctrico de los átomos, la causa de la combinacion química y la esplicacion racional de todos los caractéres de que siempre vá acompañada. Tres son, principalmente las teorías electro-químicas más admisibles; á saber: la de Davy, la de Ampére y la de Berzelius.

Segun la opinion del primer químico citado, la combinacion tiene constantemente lugar por la union de las dos electricidades antagonistas, desenvueltas por los cuerpos, mediante el mútuo contacto de los mismos que siempre precede á su combinacion: los fenómenos químicos son, en tales casos, efectos producidos por la referida causa.

Ampére supone, que todos los átomos de los cuerpos están dotados de una electricidad permanente y esencial á su existencia, ó lo que es lo mismo, de una especie de electricidad interna; que esta determina la condensacion alrededor del átomo, de una cantidad equivalente de electricidad de nombre contrario, formando una especie de atmósfera semejante, en cierto modo, á la que se origina en una botella de Leyden; y en fin, que cuando los cuerpos se ponen en contacto para combinarse, sus atmósferas se reunen produciendo el calórico y la luz: y los átomos permanecen despues unidos, por la atraccion de sus electricidades internas.

Por último, Berzelius considera electro-polares los átomos de todos los cuerpos; si el polo negativo domina en un átomo, éste es negativo, y positivo si domina el opuesto. Por manera, que la tendencia á unirse los cuerpos, es el resultado de las relaciones eléctricas bajo las que se hallan los átomos; que estos se atraen por los polos predominantes opuestos; y que, finalmente, en llegando á un estado de movilidad suficiente, se justaponen y retienen con una fuerza de la misma naturaleza, que la que atrae y enlaza á dos imanes por sus polos antagonistas.

10. Nosotros aceptamos la teoría electro-química de Berzelius, no solamente por su sencillez y sagacidad filosófica, sino tambien porque es la única hipótesis capaz de esplicar hasta el dia el mayor número de hechos observados.

APENDICE AL TOMO 1.°

Análisis espectral.—Espectrógrafo de Bunsen y Kirchoff para reconocer la naturaleza química de los cuerpos.—Galvanómetro.—Teoría de los tubos de seguridad.—Baño de agua ó de María.—Frascos de locion ó lavadores.—Papel de filtros.

Análisis espectral. La grande importancia que este instrumento tiene hoy en la ciencia, y la incalculable que para el porvenir ofrece, juntamente con la baratura de precio á que ya se construye en Inglaterra el más sencillo y usual, que es del que aquí nos ocuparemos con preferencia, me han decidido á consignar en este sitio los principios en que se funda, y su aplicacion científica más importante. A este fin, condensaré lo más brevemente posible, todo lo relativo á ambos extremos, en los siguientes datos:

1.° Es una verdad demostrada, que la luz blanca está constituida por la superposicion de una infinidad de luces simples, cuyos colores varian progresivamente y de una manera continua del rojo al violeta.

2.° Siempre que un rayo de luz atraviesa un prisma de vidrio, se descompone en diversos colores ó matices, dando origen al fenómeno conocido con el nombre de espectro.

3.° Este fenómeno puede observarse de diferentes maneras.

Wollaston le examinaba mirando por detras del prisma y abarcando de una sola ojeada todo el espectro, como si fuese un objeto luminoso real; este mètodo, aunque muy elemental, le permitió sin embargo descubrir que los focos de los diversos colores, que constituyen dicho fenómeno, son discontinuos y separados por rayas oscuras paralelas á las aristas del prisma.

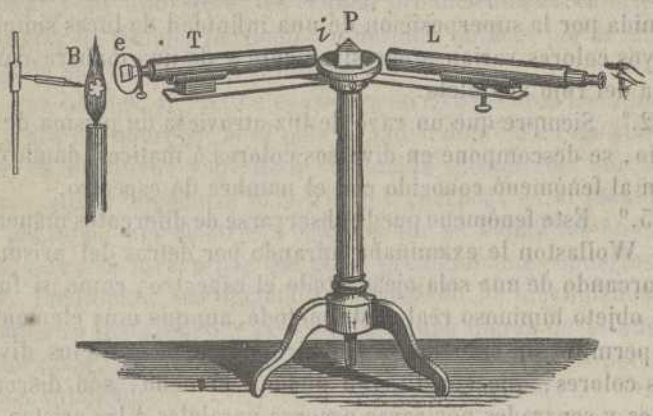
Frauenhofer perfeccionó este método, ideando un anteojo especial que, situado convenientemente detras del prisma, le

facilitó observar todos los detalles del espectro, aumentándole á voluntad. Este distinguido artista de Munich, vió y estudió 600 rayas espectrales, conocidas científicamente bajo el nombre de rayas de Frauenhofer.

Espectrógrafo. Bunsen y Kirchoff, se han servido en cierto modo para sus estudios espectrales del mismo instrumento que Frauenhofer, pero añadiendo un detalle muy útil, cual es, otra nueva lente que en vez de hendidura tiene un micrómetro dividido; la luz que emana de este micrómetro, se refleja sobre la superficie del prisma y penetra en la lente, de suerte que se vé á la vez el espectro con el detalle de sus colores, y la imagen del micrómetro que divide este espectro en partes equidistantes y numeradas. Un solo golpe de vista basta para reconocer el lugar que ocupa cada color sobre las divisiones trazadas.

Pero siendo este aparato destinado más principalmente al estudio comparativo de las rayas oscuras ó luminosas del espectro solar y los diferentes espectros de luz artificial, describiremos á continuacion uno de los más sencillos y de más frecuente uso en las investigaciones de laboratorio, el cual consta de los órganos siguientes:

En primer lugar de un mechero de gas, ó bec de Bunsen *B* (véase la figura adjunta), construido de manera que pueda



(Fig. 101).

dar á voluntad una llama alumbrante ú oscura, pero muy calorífica por la combustion, incompleta en el primer caso, com-

pleta en el segundo, de las partículas carbonosas del gas del alumbrado ordinario. En esta última llama, es decir, en la oscura, es en donde se introduce (mediante un alambre de platino soldado á la extremidad de un tubo de vidrio) una gota de la disolucion metálica que se quiere examinar.

En segundo lugar, un aparato montado sobre un trípode metálico y provisto de todos los movimientos propios para el uso de sus diferentes órganos.

T Es un tubo metálico que tiene en su extremidad exterior e, un diafragma de abertura rectilínea, variable, consistente en dos láminas de acero, que se separan ó aproximan á voluntad por medio de un tornillo; dicho tubo tiene en la extremidad *i*, un objetivo acromático. La distancia que separa el diafragma y al objetivo, es igual á la longitud focal de este; por manera, que los rayos recibidos por la abertura del diafragma pueden ser considerados como paralelos.

Un prisma *P*, de flint-glas muy denso y cuyo ángulo refringente es de 60° refracta y descompone los rayos emitidos por la llama del mechero *B*, los que penetran en el tubo *T*, por la abertura del diafragma.

Finalmente, una lente *L*, de objetivo acromático, recibe y amplifica la imágen del espectro producido por este medio.

4.° Del hecho general de que casi todas las luces son discontinuas, supuesto que producen espectros en dónde se ven rayas brillantes y oscuras, nació naturalmente la idea de averiguar qué relacion existia entre la situacion de dichas rayas y la naturaleza de los cuerpos que producen la luz. Problema de altísima importancia y que Bunsen y Kirchoff han resuelto de una manera tan sagáz como elegante.

5.° Dichos autores comenzaron su estudio, tan nuevo como fecundo en resultados, introduciendo en el mechero *B* un alambre de platino, préviamente impregnado en una disolucion de sal alcalina; bien pronto vieron aparecer varias rayas brillantes y características en el espectro, que reproducidas en todas las sales alcalinas observadas, les permitió generalizar estos resultados, consiguiendo además, por semejante medio, descubrir la existencia y aislar dos nuevos metales alcalinos, el Cæsium y el Rubidium.

Despues de esto, nada más fácil que comprender el pode-

roso auxilio que semejante método ofrecerá en lo futuro á las diversas aplicaciones químicas; en efecto, gracias á su empleo podrá conocerse con suma sencillez la distribucion de los metales alcalinos en los diferentes terrenos, siendo además un poderoso guia, para las investigaciones geológicas, las aplicaciones industriales, y en fin, para el progreso de la agricultura, toda vez que es de importancia suma para el adelanto de esta primera industria, conocer y distinguir las menores porciones de materia mineral, existente en los terrenos destinados al cultivo.

Como prueba de la sensibilidad apreciativa de este nuevo método analítico, bastará consignar que puede reconocerse por él, la presencia de $\frac{1}{3.000.000.000}$ de gramo de sal comun en la atmósfera. Así que, no es de estrañar que Bunsen haya caracterizado en un instante y gracias á su elegante método, la existencia del potásio, sódio, litio y calcio, en una pequeña porcion de ceniza de cigarro disuelta en el agua; mientras que por los procedimientos antiguos, le hubiera sido preciso emplear mayor porcion de materia, y sobre todo invertir muchísimo más tiempo en semejante análisis cualitativa.

6.° Bunsen y Kirchoff, han demostrado que las diversas coloraciones de las rayas espectrales, dependen de la naturaleza del metal que constituye la base de las disoluciones salinas ensayadas.

7.° Aplicando estos distinguidos químicos el criterio adquirido por su método, en el exámen de sales alcalinas, al estudio del espectro solar, se han visto precisados á desechar como inadmisibles las dos hipótesis más aceptadas respecto de la naturaleza del sol, á saber: que dicho astro sea un inmenso globo enrojecido, ó bien un núcleo oscuro rodeado de una photo-esfera luminosa; en cambio, admiten que está constituido por una masa incandescente, rodeada de una atmósfera menos caliente y luminosa, en la cual hay muchos metales vaporizados por la elevada temperatura del núcleo

Esta nueva hipótesis, ha sido comprobada en cierto modo experimentalmente, por dichos señores, supuesto que han caracterizado ya en el sol, mediante el estudio espectral de su luz, la existencia del hierro, magnesio, níquel, cobalto, cobre y zinc.

Por consiguiente, puede decirse que gracias al nuevo método analítico de Bunsen y Kirchoff, poseemos ya los fundamentos de una nueva ciencia, nacida de la química moderna, y que, atendido su objeto, podremos denominar *Química celeste.*

Galvanómetro. La accion directriz de las corrientes sobre la aguja imantada, descubierta por Œrsted, condujo bien pronto al sabio prnsiano Schweiger, á la construccion de un electróscopo galvánico, extremadamente sensible, denominado multiplicador, galvanómetro y rehómetro; multiplicador, porque multiplica la accion directriz de la corriente; galvanómetro porque mide la electricidad galvánica, y rehómetro porque mide las corrientes.

Este instrumento, es de uso importante y necesario en las cátedras de Química general, para demostrar la existencia y cantidad relativa de electricidad desarrollada en todas las acciones químicas, en la imbibicion de líquidos y en muchos otros fenómenos; en fin, hasta es posible reconocer con él la existencia de corrientes eléctricas en los vegetales y animales; pero en este caso es preciso emplear galvanómetros que tengan 20.000 vueltas de alambre.

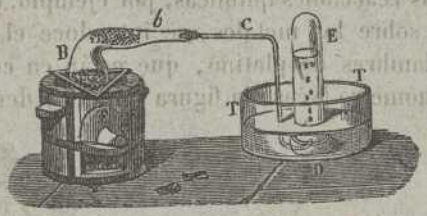
Para demostrar con este instrumento las corrientes desarrolladas en las reacciones químicas, por ejemplo, en los ácidos al reaccionar sobre los metales, se introduce el extremo de uno de los alambres de platino, que están en comunicacion con el galvanómetro (véase la figura adjunta) dentro de una

(Fig. 102)

copa llena de agua acidulada con ácido sulfúrico; hecho esto,

se pone el otro alambre en contacto con una lámina de zinc que se tiene en la mano, y á seguida se sumerje el metal en el líquido ácido. Acto continuo, se ve que las dos agujas colocadas préviamente en situacion paralela al diámetro del meridiano magnético, toman una posicion perpendicular á este meridiano, lo cual indica la produccion instantánea de la corriente.

Tubos de seguridad. Los tubos de seguridad son unos aparatos que suelen usarse para prevenir los accidentes á que daria lugar la *absorcion química*. Se da el nombre de absorcion en química al fenómeno que tiene lugar en la preparacion de los gases, cuando despues de recogidos estos ya en la cuba hidroneumática ó en la de mercurio, penetran respectivamente el agua ó el mercurio en los aparatos, perdiéndose de este modo los resultados de la operacion. La causa de este fenómeno no es otra que el desequilibrio entre la presion atmosférica, predominando sobre la tension del gas encerrado en el aparato. Sea, por ejemplo, un gas cualquiera que se desprenda de la retorta *B*, y vaya á una probeta *E* llena de agua ó de mercu-

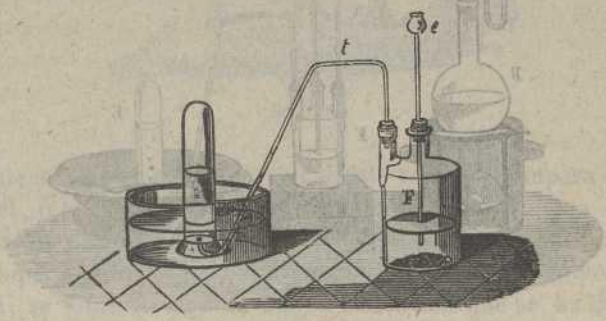


(Fig. 103).

rio. En tanto que haya un desprendimiento activo de gas, su tension escederá á la presion de la atmósfera, más la presion de la columna líquida existente entre la estremidad del tubo de desprendimiento *C* sumergida en la cuba y el nivel del líquido en la misma. En este caso, el líquido de la probeta no puede salir por el tubo, y es imposible la absorcion (es inútil decir que el gas se desprenderá, elevándose en la probeta). Supongamos que la tension del gas decrece, ya porque se enfrie

el matráz, ó por entorpecerse el desprendimiento, ó que cese por completo; en este caso, la presion esterior que obra sobre la superficie del líquido de la cubeta, le hará elevarse dentro del tubo *abductor* hasta introducirse en el matráz, verificándose por tanto la absorcion.

El tubo de seguridad más sencillo consiste en un tubo rec-

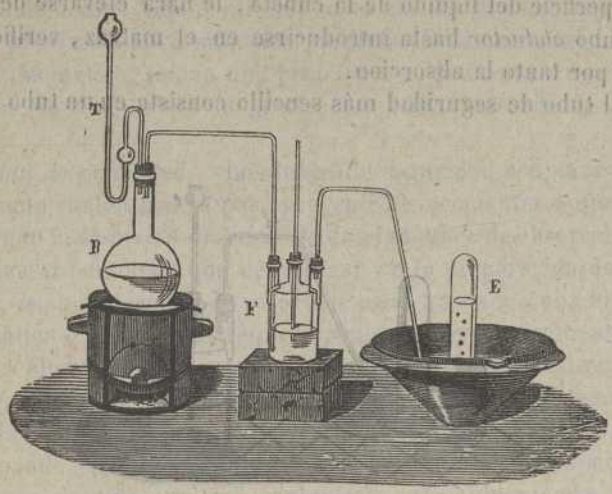


(Fig. 104).

to, que atravesando el corcho que cierra al matráz *F*, en el que se desprende el gas, penetre algunos centímetros en el líquido contenido en dicho matráz. Si disminuye la tension del gas en el matráz *F*, la presion atmosférica que obra sobre la superficie del líquido contenido en la cuba, hace que dicho líquido suba hasta cierta altura en el tubo *t*; pero como tambien tenemos, actuando en el tubo *e* dicha presion, esta tiende á deprimir igualmente el líquido que se halla en este tubo suponiendo que ambos líquidos tengan la misma densidad.

Siendo la distancia entre la extremidad del tubo recto *e* sumergida en el líquido, y la superficie superior del mismo, menor que la del tubo de desprendiminto, penetra el aire por el extremo interior del tubo *e* antes que el líquido de la cuba llegue á *t*, y por lo tanto no hay absorcion. El tubo *e* sirve tambien para impedir *las esplosiones*: sucede que si tan rápida es la produccion del gas que no basta el tubo para su desprendimiento, el líquido contenido en el matráz *F* es lanzado al exterior, precipitándose por el tubo *e*, que se convierte á su vez, en salida para el gas, tan pronto como descienda el nivel del orificio inferior de dicho tubo *e*.

Tubo en S. Si las materias que reaccionan no son líquidas,



(Fig. 105).

se hace uso de un tubo de seguridad conocido con el nombre de *tubo en S*, el cual lleva una esfera en su parte media con cierta cantidad de líquido que tambien sube en la rama *T*. Si la tension del gas en el matráz escede á la presion de la atmósfera, aumenta el nivel en el brazo *T*: á una atmósfera se equilibra en la rama y en la esfera. Por último, si dentro del matráz, la tension no llega á la atmósfera desciende en *T* el nivel. Este tubo sirve al mismo tiempo para verter líquidos sin tener que desmontar los aparatos.

Finalmente, el tubo de Welter es un tubo de desprendimiento que lleva invariablemente unido el *tubo en S* mencionado (Véase la figura 3.ª pág. 64).

Baño de Maria. La evaporacion de los líquidos, se ejecuta frecuentemente en un aparato llamado *baño de agua*, ó más vulgarmente de *Maria*, que consiste en una cápsula metálica con un reborde en la parte superior destinado á sostener una segunda cápsula de porcelana que contiene la sustancia que se ha de evaporar: cerca del reborde citado, hay un agujero para la salida del agua reducida á vapor.

Lleno el baño hasta más de la mitad de agua comun y

(Fig. 106).

puesta encima la cápsula, se calienta con una lámpara de alcohol, ó bien se coloca todo sobre un hornillo.

Si necesitamos conducir muy lentamente la evaporacion de un líquido, practicándola al mismo tiempo á una temperatura baja, se sitúa la cápsula con la disolucion que se ha de evaporar sobre otra de vidrio poco profunda y de mucha superficie que contenga ácido sulfúrico concentrado, y se cubre en seguida todo con una campana de vidrio. El ácido sulfúrico absorbe la humedad del aire á medida que éste la quita á la disolucion; el efecto es mucho más rápido colocando las cápsulas debajo del recipiente de la máquina neumática.

(Fig. 107).

Tambien es muy general el empleo de la estufa de Gay-Lussac para desecar los precipitados recogidos en los filtros y para determinar la cantidad de agua que una sustancia dada

pierde sucesivamente á diversas temperaturas. (Véase la descripcion, pág. 368).

Lavadores. Se usan igualmente con frecuencia ciertos aparatos llamados *frascos de locion ó lavadores*, que sirven para lavar los precipitados contenidos en los filtros, reuniéndolos al propio tiempo en el fondo de estos. Uno de los que más comunmente se manejan en la práctica de las operaciones está representado por las figuras 108 y 109. Se compone de un matráz de fondo plano, cuyo cuello se cierra con un tapon de corcho

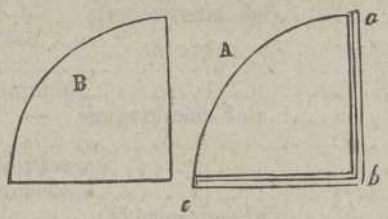
(Fig. 108).

atravesado por dos tubos. El *a*, *b*, *c* encorvado en *b*, tiene abierta y algo adelgazada la extremidad *c*; el segundo tubo encorvado, *d*, *e*, *f* abierto tambien en sus dos extremos, pero muy afilado en *f*, baja hasta el fondo del frasco. Cuando se mantiene en su posicion natural, comunica con el aire exterior por el tubo *a*, *b*, *c*; pero si se inclina como en la adjunta figura, el aire penetra por *d*, *e*, *f*, y el agua sale por *a*, *b*, *c*,

(Fig. 109).

formando un chorrito muy fino que puede dirigirse sobre los diferentes puntos del precipitado.

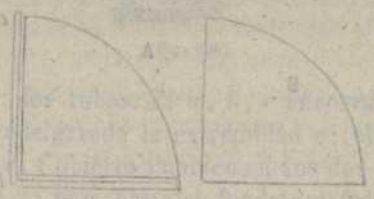
Papel de filtros. Tambien es de un uso muy frecüente el papel llamado de *filtros*. Dicho papel ha de reunir tres cualidades que rara vez se hallan juntas, á saber: que sea muy fino para retener los precipitados aun los más ténues: que permita filtrar fácilmente los líquidos, y en fin, que contenga la menor porcion de sustancias orgánicas, especialmente las solubles en los líquidos ácidos ó alcalinos. El mejor papel es el que se fabrica en Suecia. Para purificar el papel de filtros que circula en el comercio, hay que macerarle con ácido hidroclórico diluido; en seguida, se lava con agua destilada hasta que no precipite con el nitrato argéntico; y por último, se le deseca y conserva para el uso. Los filtros no deben nunca esceder de la altura del embudo, debiendo ser además cónicos y lisos, sobre todo, tratándose de análisis cuantitativos; para cortar los filtros, se hace uso del *corta-filtros* de Mohr, que



(Fig. 110.)

consiste en una escuadra de hierro *a*, *b*, *c*: se pliega el papel en cuatro dobleces, que formen ángulo recto, y hecho esto, se introduce entre los bordes de la escuadra: en seguida se coloca sobre el filtro la placa de hierro B de la misma anchura que la A, pero de menor rádio, y se parte con las tigeras el papel que esceda al arco de círculo *a*, *c*. Los embudos no deben ser seguidos sino de paredes que formen un ángulo de 60° al unirse las dos líneas comprendidas desde el borde superior hasta la abertura inferior de la vasija.

FIN DEL TOMO PRIMERO.



(Fig. 110.)

consiste en una escuadra de hierro a, b, c: se pliega el papel en cuatro dobleces, que forman ángulo recto, y hecho esto, se introduce entre los bordes de la escuadra: en seguida se coloca sobre el filtro la placa de hierro B de la misma anchura que la A, pero de menor radio, y se parte con las tijeras el papel que sobrada al arco de círculo a, c. Los cubiertos no deben ser seguidos sino de paredes que formen un ángulo de 60° al unirse las dos líneas comprendidas desde el borde superior hasta la abertura inferior de la vasija.

ÍNDICE ALFABÉTICO

de las materias que contiene el primer tomo.

A.

Págs.

B.

C.

D.

E.

Págs.

F.

G.

H.

I.

Págs.

L.

M.

N.

O.

P.

R.

S.

Págs.

T.

FIN DEL ÍNDICE DEL TOMO PRIMERO.

ERRATAS.

Página.	*Línea.*	*Dice.*	*Léase.*
176	— 3	hidrógeno	nitrógeno.
234	fórmula empírica de una molécula orgánica. Los dos últimos términos	$PhO^5 3NO + NO^2$ Ac. fosfórico. óxido nitroso.	$PhO^5 + 3NO + NO^2$ Ac. fosfórico. Protóxido de nitrógeno. bióxido de nitrógeno.
306	2	sulfhídrico	Sulphídrico.
id.	9	Su exixtencia y obtencion	Su existencia y obtencion:

LUNA

QUIMICA GENERAL

1