NOCIONES

DE

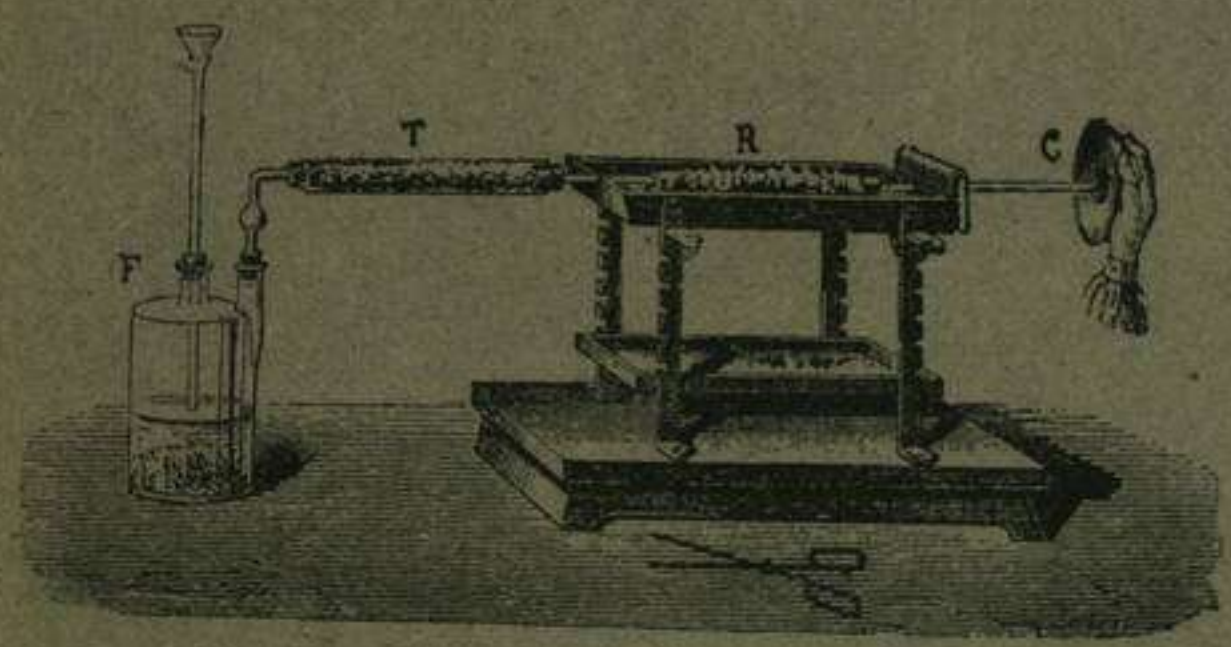
QUÍMICA

POR EL DOCTOR EN CIENCIAS

DON BERNARDO RODRÍGUEZ Y LARGO

Catedrático del Instituto de San Isidro.

Tercera edición **Precio: 4,50 pesetas**



MADRID
ESTABLECIMIENTO TIPOGRÁFICO «SUCESORES DE RIVADENEYRA»
Impresores de la Real Casa
PASEO DE SAN VICENTE, NÚM. 20

NOCIONES

DE

QUÍMICA

Manuel Dosa

NOCIONES

DE

QUÍMICA

POR EL DOCTOR EN CIENCIAS

DON BERNARDO RODRÍGUEZ Y LARGO

Catedrático del Instituto de San Isidro.

TERCERA EDICIÓN

MADRID
ESTABLECIMIENTO TIPOGRÁFICO «SUCESORES DE RIVADENEYRA»
Impresores de la Real Casa
PASEO DE SAN VICENTE, NÚM. 20

PRÓLOGO DE LA PRIMERA EDICIÓN

Al escribir las presentes *Nociones de Química* sólo me he propuesto completar mi tratado de Física, con objeto de que en un solo libro tengan los alumnos las materias que en el último plan de estudios comprende la asignatura de Física y Química.

Á pesar de parecerme más sencilla y conveniente para los alumnos que estudian por vez primera esta ciencia la formulación por *equivalentes*, me he decidido, no obstante, á emplear la *notación atómica*, á fin de familiarizar en ella á los jóvenes que hayan de estudiar después con mayor extensión esta asignatura, puesto que este sistema es el que siguen en Facultad la mayoría de los catedráticos.

En cuanto á la clasificación de los *cuerpos simples*, no creo haya tanto inconveniente para dichos alumnos en separarme de la clasificación *dinámica* que generalmente aceptan dichos profesores, y por esto adopto para los *metaloides* la de Dumas, y para los *metales* la de Thenard, que son indudablemente más *naturales* que aquélla, y resultan, por tanto, más fáciles de recordar por los jóvenes que acuden á nuestras aulas.

Por último, en estas *Nociones* he adoptado la misma forma, tipos y papel que en mis *Elementos de Física*, para que puedan adicionarse á este libro y formar un solo volumen, ya que á mí no me ha sido posible el hacerlo por estar impresa y encuadernada la segunda edición de dichos *Elementos*.

Madrid, Septiembre de 1895.

B. Rodríguez.

NOCIONES DE QUÍMICA

LIBRO PRIMERO

QUÍMICA GENERAL

CAPÍTULO PRIMERO

Constitución de los cuerpos.

1. Ciencias físico-químicas.—Se ocupan estas ciencias, según ya indicamos (F. 2), del estudio de los fenómenos que presentan los cuerpos al obrar sobre ellos los *agentes naturales*. La mayoría de los físicos admiten como tales agentes la *atracción universal*, el *calórico*, la *luz* y la *electricidad*. Sin embargo, no puede afirmarse en absoluto que éstos sean los únicos que actúan en las transformaciones que sufren los cuerpos, ni tampoco asegurarse que todos ellos dependan única y exclusivamente, como algunos sabios pretenden, del *movimiento de la materia*.

2. Fenómenos físicos y químicos.—La aplicación de dichos agentes á los cuerpos produce en éstos dos clases de fenómenos completamente distintos. Unos son pasajeros, y no cambian en nada la constitución de los cuerpos sometidos á la experiencia, mientras que otros alteran tan profundamente la esencia de aquéllos, que pierde el cuerpo las propiedades que tuviera, para adquirir otras totalmente distintas.

Los primeros han recibido el nombre de *fenómenos físicos*, y estos últimos el de *químicos*. Es un fenómeno físico la dilatación que experimenta una varilla de cobre bajo el influjo del calor, puesto que, no tan sólo permanecen inalterables las propiedades de dicho cuerpo, sino que, al cesar de obrar este agente, recupera aquel metal su volumen primitivo. En cambio, la acción del calor sobre un trozo de mármol altera profundamente su constitución íntima, y de duro y compacto que antes era, se transforma en otro cuerpo frágil y terroso, desprendiéndose á la vez un gas llamado *anhídrido carbónico*; dicha transformación será, por lo tanto, un fenómeno químico.

3. Definición de la Química.—El estudio de estos últimos fenómenos constituye el principal objeto de la Química; pero además se estudian en ella los cuerpos que resultan de dichas transformaciones, y las leyes que éstas siguen en su desenvolvimiento, por lo que podremos definirla diciendo que *es la ciencia que tiene por objeto el estudio de los fenómenos que alteran profundamente la constitución íntima de los cuerpos, productos que de ellos resultan y leyes á que están sometidos.*

Tan importante rama del saber humano se divide en *inorgánica* y *orgánica*, según se ocupe del estudio de los cuerpos procedentes de uno ú otro *reino.*

4. Materia. Su constitución.—Ya indicamos en nuestros *Elementos de Física* (3) que ha recibido el nombre de *materia* la substancia de que están formados los cuerpos. Qué sea la materia, y si ésta es única ó de diferentes clases, es asunto sobre el que se han emitido opiniones muy encontradas, no habiendo llegado los físicos á ponerse de acuerdo en este punto.

En lo que sí convienen todos es en admitir que dicha materia no es un todo continuo y macizo, sino que está formada por multitud de partecillas, separadas mutuamente por espacios mucho mayores que ellas, y retenidas en sus posiciones de equilibrio por el influjo de ciertas fuerzas de que luego hablaremos. El estudio de las propiedades físicas y químicas de los cuerpos ha llevado á suponer, con bastantes probabilidades de acierto, que dichas partecillas son de diferente magnitud y desempeñan papeles muy distintos en la constitución de los cuerpos. Unas, las más pequeñas, han recibido el nombre de *átomos*, los que se hallan unidos por una fuerza llamada *afinidad*, muy variable de unos cuerpos á otros. Dichos átomos son *indivisibles*, y de su unión, más ó menos complicada, resultan otras entidades mayores, llamadas *moléculas*, las que, agrupándose en cantidades variables, pero siempre en número extraordinario, originan las *partículas* de los cuerpos, únicas que podemos obtener y examinar por los procedimientos físicos. La fuerza que mantiene unidas entre sí las moléculas de los cuerpos ha recibido el nombre de *cohesión*, cuyo valor podemos contrarrestar por el influjo del calor.

El tamaño y forma de los átomos no ha podido determinarse todavía; pero por consideraciones puramente teóricas se admite que deben ser esféricos y de una magnitud tal, que, en la menor porción que se considere de un cuerpo cualquiera, existen millones de aquéllos.

5. Cuerpos simples y compuestos.—Examinando los químicos la naturaleza de los cuerpos, tanto naturales como artificiales, han observado que en algunos de ellos son idénticos y de igual naturaleza todos sus átomos, por lo que les han llamado *cuerpos simples ó elementos químicos*, mientras

que en otros, llamados *compuestos*, son aquéllos distintos y resultan, por consiguiente, de la unión más ó menos complicada de dichos simples.

Los procedimientos por medio de los cuales se averigua si un cuerpo es simple ó compuesto, y en caso de serlo cuáles son sus componentes, constituyen una importantísima rama de esta ciencia, llamada *análisis química*. Ésta se divide en *cualitativa* y *cuantitativa*, según se determine tan sólo el número y naturaleza de los componentes que constituyen el cuerpo analizado, ó bien se fijen las cantidades respectivas en que entran dichos componentes.

También han conseguido los químicos obtener muchos cuerpos compuestos reuniendo los elementos que figuran en aquéllos, cuya operación recibe el nombre de *síntesis química*. Ésta se halla muy adelantada en lo relativo al reino mineral, sucediendo lo contrario respecto á los cuerpos orgánicos.

El número de cuerpos simples hoy conocidos llega á 79; pero no existe seguridad en que alguno de ellos sea un verdadero elemento químico ó, mejor estudiado, resulte ser una modificación de algún otro cuerpo simple.

Los más conocidos son los siguientes, debiendo advertir desde ahora que se representan abreviadamente por las letras indicadas en la segunda columna, llamadas *símbolos* de los mismos:

ELEMENTOS QUÍMICOS Ó CUERPOS SIMPLES

NOMBRES	Símbolos.	Pesos atómicos.	NOMBRES	Símbolos.	Pesos atómicos.
Aluminio	Al''	27,5	Hierro	Fe''	56
Antimonio	Sb'''	120	Iridio	Ir^{iv}	197
Arsénico	As'''	75	Litio	Li'	7
Azufre	S''	32	Magnesio	Mg''	24
Bario	Ba''	137	Manganeso	Mn''	55
Bismuto	Bi'''	210	Mercurio	Hg''	200
Boro	Bo'''	11	Níquel	Ni''	59
Bromo	Br'	80	Nitrógeno	N'''	14
Cadmio	Cd''	112	Oro	Au'''	197
Calcio	Ca''	40	Oxígeno	O''	16
Carbono	C^{iv}	12	Paladio	Pd^{iv}	106
Cesio	Cs'	133	Plata	Ag'	108
Cloro	Cl'	35,5	Platino	Pt^{iv}	197
Cobalto	Co''	59	Plomo	Pb''	207
Cobre	Cu''	63,5	Potasio	K'	39
Cromo	Cr''	52,5	Selenio	Se''	80
Estaño	Sn^{iv}	118	Silicio	Si^{iv}	28
Estroncio	Sr''	87,5	Sodio	Na'	23
Fluor	Fl'	19	Teluro	Te''	129
Fósforo	Ph'''	31	Yodo	I'	127
Hidrógeno	H'	1	Zinc	Zn''	65

CAPÍTULO II

Cohesión.

6. Acción del calor sobre la cohesión de las moléculas.—Ya hemos indicado que recibe el nombre de *cohesión* la fuerza que mantiene unidas las moléculas homogéneas de los cuerpos. Esta fuerza es muy variable de unos á otros cuerpos; y mientras en algunos, como el hierro, están unidas con gran fuerza sus moléculas, en otros, como sucede en todos los líquidos, apenas si es apreciable dicha tracción, la que llega á convertirse en repulsión tratándose de los cuerpos gaseosos.

La cohesión molecular se modifica notablemente por la intervención del calor, siendo buena prueba de ello el cambio de sólidos á líquidos, y de este estado al gaseoso, que por la acción de dicho agente experimentan los cuerpos. La Química saca gran partido de este hecho para disminuir la cohesión de los cuerpos y facilitar su combinación con otros distintos.

7. Acción de los disolventes.—Reciben el nombre de disolventes de un cuerpo otros, generalmente líquidos, cuyas moléculas se interponen íntimamente entre las del primero, originando un todo físicamente homogéneo. Así, decimos que el agua es un disolvente del azúcar, porque, puestos ambos cuerpos en contacto, se interponen las moléculas del agua entre las del azúcar, dando lugar á un líquido homogéneo.

Esta clase de disoluciones se llaman *físicas,* porque en ellas no se alteran las propiedades del cuerpo disuelto, el que puede reaparecer nuevamente evaporando el disolvente. Hay, por el contrario, otra clase de disoluciones, llamadas *químicas*, en las que se modifican notablemente las propiedades del cuerpo disuelto, como sucede al hierro en contacto del *agua fuerte*, de cuya disolución no es posible separar dicho metal por ningún procedimiento físico.

El grado de solubilidad de los cuerpos depende de su naturaleza y de la

temperatura del disolvente. Por regla general aumenta la cantidad del cuerpo disuelto á medida que está más caliente el disolvente, por más que hay varias excepciones á esta regla.

Se dice que una disolución está *saturada*, cuando no puede disolver más cantidad del cuerpo disuelto, y es claro que, por lo dicho antes, la saturación de un líquido variará con la temperatura á que se opere.

8. Cristalización.—Supongamos que un cuerpo sólido sea más soluble en caliente que frío en un cierto disolvente. Si después de haber saturado éste á una temperatura elevada dejamos enfriar la disolución, parte del cuerpo disuelto pasará nuevamente al estado sólido, y al verificarlo se agruparán generalmente sus moléculas con cierta simetría, formando *cuerpos geométricos terminados por superficies planas y ángulos sólidos*, que han recibido el nombre de *cristales* (fig. 1.ª), y el de *cristalización* el fenómeno que los origina.

(Fig. 1.ª)
Cristales de alumbre.

No todos los cuerpos son susceptibles de cristalizar, y por esto se les ha dividido en dos grupos. A los que cristalizan fácilmente, como el nitro, sulfato sódico, etc., se les llama *cristaloides*, y á los que no originan dichos cristales, como la cola, azúcar de miel, etcétera, se les conoce con la denominación de *coloides*.

9. Medios de cristalizar los cuerpos.— Por dos distintos métodos se puede conseguir la cristalización de los cuerpos, á saber: por *vía seca* y por *vía húmeda*.

Se dice que cristaliza un cuerpo por vía seca cuando se emplea el calor para conseguirlo, y se llama el procedimiento por vía húmeda cuando se pone en juego la acción de los disolventes.

El primer procedimiento puede, á su vez, realizarse de dos modos diferentes, según que el cuerpo que se quiere cristalizar sea fusible ó volátil. Así, para cristalizar el bismuto, que es un cuerpo fácilmente fusible, se le coloca en una cacerola de hierro y se expone al calor de un hornillo, en cuyo caso se liquida dicho metal en muy poco tiempo. Separándole del fuego

y dejándole enfriar, se forma al poco rato en su superficie una costra sólida, la que se perfora con un hierro candente para verter el metal que aún existirá líquido en el interior. Dejando enfriar la vasija y quitando la costra que se formó, aparecerá el interior tapizado de cristales de forma cúbica de un color irisado (figura 2.ª).

(Fig. 2.ª)
Cristalización del bismuto.

Otros cuerpos, como sucede al yodo, alcanfor, naftalina, etc., pasan directamente del estado sólido al gaseoso cuando se eleva convenientemente su temperatura, fenómeno que ha recibido el nombre de *sublimación*, y en este caso se consigue cristalizarlos recogiendo en un recipiente frío, donde se condensan y cristalizan, los vapores que aquéllos emiten al calentarlos (fig. 3.ª).

(Fig. 3.ª)
Sublimación
de la naftalina.

El procedimiento por vía húmeda también puede realizarse de dos maneras distintas, según que el cuerpo que se quiere cristalizar sea igual ó más soluble en caliente que en frío. En este último caso, como sucede tratándose del nitro, se satura agua caliente con dicha substancia y se deja enfriar luego la disolución, en cuyo caso parte del nitro se precipita, formando largos prismas rombales.

La sal común, en cambio, tiene la propiedad de ser igualmente soluble en agua fría ó caliente, y para cristalizarla se deja evaporar una disolución saturada con dicho cuerpo, apareciendo cristalizada dicha sal á medida que se evapora el disolvente. En el tamaño de los cristales obtenidos por vía húmeda influye notablemente la rapidez con que aquéllos se formen, siendo tanto más voluminosos, cuanto más lenta sea su formación.

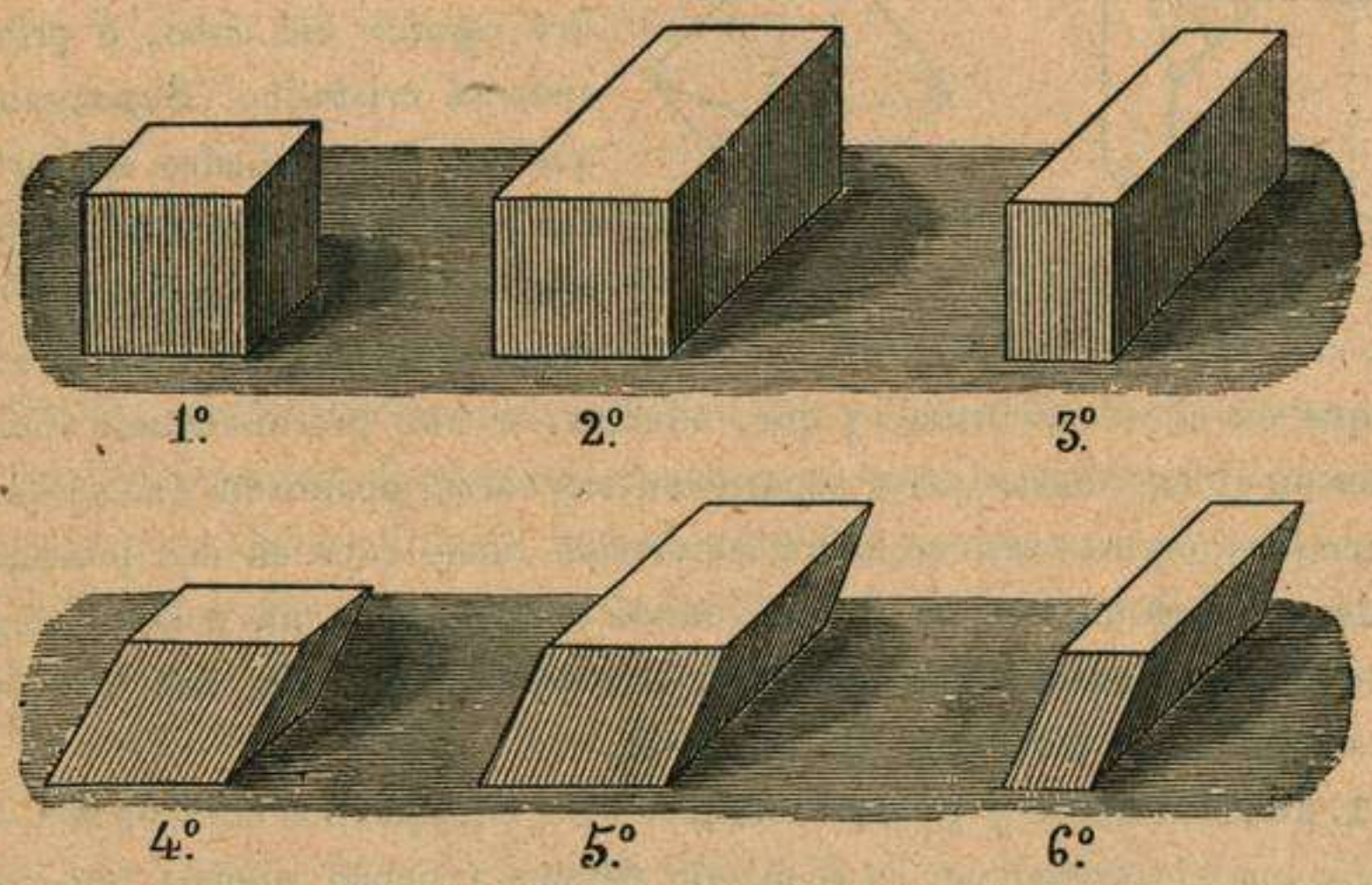
Los líquidos que quedan como residuo al cristalizar los cuerpos por vía húmeda reciben el nombre de *aguas madres*, y es claro que se hallan saturados del cuerpo empleado en la operación.

La cristalización de los cuerpos presenta en Química gran importancia, por ser un medio excelente de purificarlos. Para este objeto no debe prolongarse demasiado la formación de los cristales, pues al final de la operación las impurezas contenidas en las aguas madres podrían interponerse entre las moléculas de aquéllos.

10. Sistemas cristalinos.—Estudiando atentamente las diferentes for-

mas cristalinas en que se presentan los cuerpos, tanto naturales como artificiales, han observado los químicos que todas pueden reducirse á *seis sistemas* diferentes, ó *tipos*, de los que se derivan otras *formas secundarias* por ciertas transformaciones, llamadas *truncadura*, *biselamiento* y *apuntamiento*. Estas modificaciones se verifican siempre con arreglo á una *ley de simetría* establecida por Haüy, que dice: «*Al modificarse una parte cualquiera de un cristal, se modifican de igual modo todas las partes semejantes de aquél.*»

Para establecer dichos tipos se han fijado los mineralogistas en unas líneas que se suponen trazadas por el *centro* del cristal, llamadas *ejes de simetría*, alrededor de las cuales están colocados simétricamente todos sus elementos.



(Fig. 4.ª)
Sistemas cristalinos.

Bajo este concepto se han dividido los citados sistemas en dos grupos:

Primero.—**EJES RECTANGULARES.**

Segundo.—**EJES OBLICUOS.**

Tanto en el primer grupo como en el segundo, pueden ser iguales los tres ejes, sólo dos iguales, ó los tres desiguales, con lo que resultan los seis tipos siguientes (fig. 4.ª). (En este grabado aparecen delante las bases de los cristales para mejor inteligencia.)

Primero.—**Tres ejes perpendiculares é iguales.**—La forma tipo de este sistema es el *cubo*.

Segundo.—**Tres ejes perpendiculares, y uno de ellos mayor ó menor que los otros dos.**—La forma tipo es el *prisma recto de base cuadrada*.

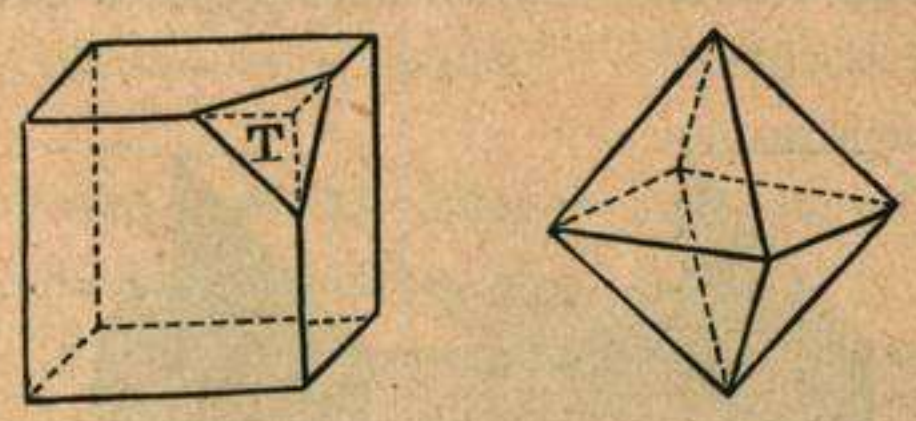
Tercero.—**Tres ejes perpendiculares y desiguales.**—La forma tipo es el *prisma recto de base rectangular.*

Cuarto.—**Tres ejes oblicuos é iguales.**—La forma tipo es el *romboedro.*

Quinto.—**Tres ejes oblicuos, y uno de ellos mayor ó menor que los otros dos.**—La forma tipo es el *prisma oblicuo de base rombal.*

Sexto.—**Tres ejes oblicuos y desiguales.**—La forma tipo es el *prisma oblicuo de base paralelográmica*, llamado también *prisma disimétrico.*

Las *formas secundarias* derivadas de estos sistemas son muy numerosas y constituyen un asunto muy interesante en la Mineralogía. Para dar una ligera idea de su formación diremos cómo se deriva el *octaedro regular* del cubo, ó primer sistema cristalino. Supongamos que en este poliedro se cortan sus ocho ángulos sólidos por planos T (fig. 5.ª), igualmente inclinados respecto de las tres aristas que en ellos concurren, y que, además, se van profundizando dichos cortes en el cubo hasta que desaparezcan sus caras, operación que se llama *truncadura;* en este caso se habrá convertido dicho cubo en dos pirámides cuadrangulares unidas por su base, dando por resultado un poliedro regular, que será precisamente el *octaedro.* Por transformaciones análogas pueden obtenerse las otras formas derivadas.



Cubo. Octaedro.

(Fig. 5.ª)

11. Isomorfismo y polimorfismo.—Se dice que dos cuerpos son *isomorfos* cuando cristalizan en el mismo sistema y tienen además una composición química análoga. En este caso pueden cristalizar mezclados en todas proporciones, y se sustituyen en cantidades determinadas en los compuestos químicos que originan. Como ejemplo de cuerpos isomorfos podemos citar el alumbre común y el de cromo.

Hay algunos cuerpos, si bien en reducido número, que cristalizan en dos diferentes sistemas, y por esta propiedad reciben el nombre de *dimorfos.* Otros, aun más escasos, pueden cristalizar en tres ó más sistemas distintos, y se les llama *polimorfos.* Un ejemplo de cuerpos dimorfos es el carbonato cálcico, que se encuentra cristalizado en romboedros (*espato de Islandia*) y en prismas rectos de base rectangular (*aragonito*). El óxido de titano cristaliza á su vez en tres sistemas distintos, y es, por lo tanto, un cuerpo polimorfo.

CAPÍTULO III

Afinidad.

12. Combinación de los cuerpos.—Ya dijimos que recibe el nombre de afinidad la fuerza que mantiene unidos los diferentes átomos que constituyen las moléculas de los cuerpos. Dicha atracción es completamente desconocida en su esencia, y sus leyes no han podido todavía determinarse, por más que suponen algunos sabios que es un caso particular de la atracción universal. Dicha afinidad, llamada también *fuerza de combinación*, es muy variable, según la naturaleza de los átomos puestos en presencia, y es la causa de que se *combinen* los cuerpos colocados en condiciones convenientes.

Al combinarse dos cuerpos se supone que los átomos de los componentes se precipitan unos sobre otros, originando su pérdida de fuerza viva el calor, luz ó electricidad que acompaña á dicha unión.

Para probar que en toda combinación hay producción de electricidad, pueden hacerse multitud de experiencias, siendo una de las más sencillas la siguiente: En una cápsula de platino puesta en comunicación con uno de los alambres de un galvanómetro, se echa un poco de agua acidulada con sulfúrico, y se introduce en este líquido una lámina de zinc, unida á su vez al otro alambre de dicho galvanómetro. Inmediatamente que el zinc se pone en contacto con el líquido de la cápsula, se observa una fuerte desviación en la aguja galvanométrica, lo que indica que se ha desarrollado una corriente eléctrica en el acto de combinarse aquellos cuerpos.

Se demuestra que las combinaciones producen calor echando un poco de agua sobre un terrón de cal viva, en cuyo caso se eleva tanto la temperatura, que parte del agua se volatiliza. Sin embargo, hay combinaciones en las que se produce cierto enfriamiento, llamadas por esto *endotérmicas*, para

diferenciarlas de las primeras, que reciben el nombre de *exotérmicas*. Al ocuparnos de la *termoquímica* volveremos á insistir sobre punto tan importante.

Que la combinación de algunos cuerpos va acompañada de producción de luz, se demuestra sin más que recordar la combustión que experimentan el fósforo, carbono, etc., en el seno del aire; pues, como veremos más adelante, estas combustiones son debidas á la combinación de dichos cuerpos con el oxígeno de la atmósfera.

13. Mezcla de los cuerpos.—Se llama mezcla de dos cuerpos la interposición más ó menos íntima de sus partículas. Para obtenerla se pulverizan finamente los cuerpos si son sólidos, y se agitan y revuelven en un recipiente adecuado, resultando, después de prolongar suficientemente esta operación, un conjunto físicamente homogéneo. Si se trata de cuerpos líquidos ó gaseosos, basta colocarlos en un frasco y agitarlos durante algún tiempo. En el acto de mezclar dos cuerpos no se desarrolla calor, luz ni electridad, á no ser que se combinen espontáneamente por su mutua afinidad.

14. Caracteres diferenciales entre las mezclas y las combinaciones. — Por más que se pulvericen y agiten dos cuerpos, nunca podrá confundirse su mezcla con la combinación que de los mismos pueda resultar. En efecto: en toda mezcla, por íntima que sea, siempre se pueden separar por medios físicos sus diferentes componentes; así sucede en la mezcla de azufre y hierro, que puede deshacerse, bien por la acción de un imán, que irá separando todas las partículas de hierro, ó ya por medio del sulfuro de carbono, que sólo disuelve al azufre. En cambio, si se combinan los cuerpos citados, para lo que basta calentarlos, no es posible separarlos por ninguno de los anteriores procedimientos. Además, si se examina la mezcla mencionada con un microscopio, se verán distintamente las partículas de hierro y de azufre; distinción que no es posible observar una vez combinados aquéllos. Otra diferencia esencial presentan también ambos conjuntos: en la mezcla se conservan las propiedades de los componentes, mientras que en la combinación cambian aquéllas de un modo extraordinario. En el ejemplo anterior se confirma esto plenamente, pues el color que resulta en dicha mezcla es intermedio entre el que corresponde al azufre y al hierro, mientras que su combinación produce el sulfuro de hierro, que es negro. Por otra parte, la mezcla de dichos cuerpos es magnética, y el sulfuro de hierro no ejerce acción alguna sobre la brújula. Dicha mezcla puede obtenerse también uniendo los cuerpos que la forman en cualquier proporción, mientras que sólo se combinan en la relación de 32 de azufre con 56 de hierro. Por último, al mezclar los elementos ya citados no se observa desprendimiento

de calor, luz ni electricidad, fenómenos que, según hemos visto, se manifiestan con más ó menos intensidad en toda combinación.

15. Circunstancias que modifican la afinidad.—La afinidad con que se combinan los átomos depende, en primer lugar, de su naturaleza, y es tanto más enérgica, en general, cuanto más desemejantes son aquéllos. La fuerza de combinación de los átomos no puede medirse, y se aprecia únicamente por la intensidad del calor que acompaña al fenómeno. Puesto que la esfera de atracción de los átomos decrece rápidamente con la distancia, para que se combinen unos con otros es indispensable colocar en contacto los cuerpos que hayan de unirse. La afinidad de los cuerpos se modifica notablemente por las siguientes circunstancias:

1.ª *El calor.*—Este agente, cuando no es excesivo, favorece la combinación de los cuerpos puestos en presencia, y de él se vale la Química para obtener una multitud de compuestos. Así, calentando el mercurio en presencia del aire hasta unos 300° de temperatura, se combina con el oxígeno, dando lugar á un polvo rojo llamado *precipitado per se;* en cambio, se deshace dicha combinación elevando á mayor grado la temperatura de aquel compuesto. En general se verifica esta *disociación* en todos los compuestos cuando se les somete á temperaturas suficientemente elevadas.

2.ª *La luz.*—Influye también la luz sobre la afinidad de los átomos, determinando en unos casos su combinación, y en otros su separación. Los rayos que suelen provocar la unión de aquéllos, son los ultra-rojos, produciendo los violados el fenómeno opuesto. Mezclando volúmenes iguales de cloro é hidrógeno, y exponiéndolos á la acción directa de los rayos solares, se verifica instantáneamente su combinación. En cambio, el bromuro de plata se descompone rápidamente bajo la influencia de los rayos violados del espectro, cuyo hecho sabemos (F. 365) sirve de fundamento á la fotografía.

3.ª *La electricidad.*—Obra generalmente este fluido en oposición á la afinidad de los átomos, y por su intermedio se logra fácilmente descomponer la mayoría de los compuestos; el agua se descompone en sus dos elementos, oxígeno é hidrógeno, por la acción de la corriente eléctrica; la potasa se desdobla igualmente en potasio y oxígeno por la misma causa, etc.

Algunos compuestos se obtienen á su vez por la acción de la electricidad, como sucede al agua, que puede obtenerse haciendo saltar una chispa eléctrica por una mezcla de oxígeno é hidrógeno; pero este efecto es más bien debido al calor que origina dicha chispa que á la electricidad, y buena prueba es de ello la facilidad con que se combinan estos gases aproximando á su mezcla un cuerpo en ignición.

Aplicando la corriente eléctrica á la descomposición de un compuesto binario, tal como el ácido clorhídrico, se observa que su hidrógeno se dirige constantemente al polo negativo de la pila, mientras que el cloro se marcha al positivo. Igual descomposición se verifica haciendo pasar una corriente de suficiente intensidad por cualquier compuesto que sea buen conductor de este fluido, en cuyo caso ciertos elementos se dirigen á un polo de la pila, y los restantes al otro.

Estos hechos han inducido á que se suponga á los elementos que forman toda combinación dotados de un carácter eléctrico determinado, y en este concepto han recibido el nombre de *electro-positivos* los que en la descomposición por la pila se dirigen al reóforo *negativo* de este aparato, y *electro-negativos* los que marchan á su vez al polo *positivo*. El carácter eléctrico de los átomos no es, sin embargo, absoluto, y depende del cuerpo con quien se hallen combinados. Así, el cloro, que, según acabamos de indicar, se dirige al polo positivo cuando se descompone el ácido clorhídrico, se marcha, en cambio, al negativo cuando se hace pasar la corriente eléctrica por una de sus combinaciones con el oxígeno.

Estudiando detenidamente estas descomposiciones han podido los químicos formar una *escala electro-química*, en la que se hallan ordenados los cuerpos simples con arreglo al modo de conducirse en las descomposiciones eléctricas; esta escala empieza por el cuerpo más electro-negativo, que es el oxígeno, y termina por el cesio, que es á su vez el más electro-positivo. Hé aquí dicha lista, relativa á los cuerpos mejor estudiados en la Química:

—Oxígeno.....	Cromo.....	Mercurio.....	Zinc.
Fluor.....	Carbono.....	Plata.....	Manganeso.
Cloro.....	Boro.....	Cobre.....	Aluminio.
Bromo.....	Silicio.....	Bismuto.....	Calcio.
Yodo.....	Antimonio.....	Estaño.....	Estroncio.
Azufre.....	Oro.....	Plomo.....	Bario.
Selenio.....	Hidrógeno.....	Magnesio.....	Litio.
Nitrógeno.....	Iridio.....	Cobalto.....	Sodio.
Fósforo.....	Platino.....	Níquel.....	Potasio.
Arsénico.....	Paladio.....	Hierro.....	Cesio. +

Colocados en este orden los diferentes elementos químicos, basta observar el sitio que ocupan en la escala dos cualesquiera de ellos para poder afirmar si se verificará ó no fácilmente su combinación. Así, el oxígeno y el potasio, que se hallan muy distantes en dicha escala, se combinan con gran energía, originando un compuesto muy estable; en cambio, el oxígeno y el cloro, que se encuentran inmediatos, verifican difícilmente su unión, y en caso de combinarse dan lugar á compuestos muy inestables.

4.ª *Estado naciente.* — Cuando se descompone un cuerpo compuesto en sus elementos se dice que éstos se hallan en *estado naciente*, y entonces presentan una fuerza de combinación muy superior á la que después de algún tiempo poseen. Así sucede con el hidrógeno y el nitrógeno, que no se combinan sino en el momento de quedar libres al descomponer los cuerpos de que forman parte.

Además de las cuatro circunstancias que hemos citado como modificadoras de la afinidad, lo son á su vez, en mayor ó menor grado, todas las *acciones mecánicas*, las que en realidad se hallan comprendidas en la influencia del calor; pues sabido es (F. 492) que la *presión*, el *choque*, etc., de los cuerpos, elevan la temperatura de éstos.

CAPÍTULO IV

Leyes de la combinación de los cuerpos.

Las principales leyes á que están sometidas las combinaciones de los cuerpos, deducidas de un modo experimental por diferentes sabios, son las siguientes:

16. Ley de los pesos.—*En toda combinación, el peso del cuerpo resultante es igual á la suma de los pesos de sus componentes.* Esta ley, debida á Lavoissier, se demuestra fácilmente con la balanza en el caso de ser sólidos ó líquidos, tanto los cuerpos que se combinan, como el que resulte de su unión. Si alguno de ellos es gaseoso, hay que tomar las precauciones consiguientes para evitar su pérdida en el aire.

17. Ley de las proporciones definidas.—Esta ley, descubierta por Proust, se enuncia del siguiente modo: *Los pesos de los elementos que constituyen un compuesto, se hallan siempre en una relación constante.* Es decir, que en una cantidad cualquiera de agua siempre habrá una parte en peso de hidrógeno y ocho de oxígeno. En un peso cualquiera de gas amoníaco, siempre estarán en la relación de 14 á tres los pesos del nitrógeno é hidrógeno que le componen. Cuando un cuerpo goza de esta propiedad se le llama *definido*, y constituye una *especie química*.

18. Ley de las proporciones múltiples.—*Cuando se combinan dos cuerpos para formar diferentes compuestos, si el peso de uno de los componentes permanece constante, los pesos del otro crecen proporcionalmente á múltiplos muy sencillos del mismo.* Esta ley, descubierta por Dalton, se comprueba analizando varios compuestos formados por los mismos elementos.

En efecto, haciendo el análisis de los compuestos que forma el nitrógeno al combinarse con el oxígeno, se obtienen los siguientes resultados:

El primer compuesto contiene	14 de nitrógeno y		8 de oxígeno.	
El segundo.....	14	»	2 × 8	»
El tercero.....	14	»	3 × 8	»
El cuarto.....	14	»	4 × 8	»
El quinto.....	14	»	5 × 8	»
El sexto.....	14	»	6 × 8	»

en donde se observa que una misma cantidad de nitrógeno se combina con diferentes pesos de oxígeno, que crecen como los números 1, 2, 3, 4, 5 y 6.

No siempre son enteros los múltiplos del cuerpo cuyo peso varía de unos á otros compuestos, como puede observarse en el siguiente resultado del análisis de los compuestos oxigenados de manganeso. En efecto:

27,5 de manganeso se combinan con.....	8 de oxígeno.	
27,5.....	$^4/_3 \times 8$	»
27,5.....	$^3/_2 \times 8$	»
27,5.....	2×8	»
27,5.....	3×8	»
27,5.....	$^7/_2 \times 8$	»

En esta lista se observa que los pesos del oxígeno combinado con 27,5 de manganeso crecen proporcionalmente á los números 1, $^4/_3$, $^3/_2$, 2, 3 y $^7/_2$, que, aunque no son todos enteros, guardan entre sí una relación muy sencilla.

19. Ley de los equivalentes químicos.—*Las cantidades ponderales de diferentes elementos que se combinan con un peso dado de otro cuerpo simple, pueden substituirse mutuamente en las combinaciones del mismo orden á que dan origen.* En efecto, si analizamos varios de los compuestos que forma el cloro con los demás elementos, obtendremos los resultados siguientes:

Ácido clorhídrico.....	35,5 de cloro y		1 de hidrógeno.
Cloruro de hierro.....	35,5	»	28 de hierro.
» zinc.....	35,5	»	33 de zinc.
» estaño.....	35,5	»	59 de estaño.
» mercurio.....	35,5	»	100 de mercurio,

en cuya lista observamos que una misma cantidad de cloro se ha combinado, respectivamente, con 1, 28, 33, 59 y 100 unidades ponderales de los cuerpos antes citados. La práctica demuestra, además, que dichos cuerpos pueden substituirse en las combinaciones químicas precisamente en relación de dichos números, por lo que han recibido éstos el nombre de *equivalentes* de los cuerpos respectivos.

En el análisis de los compuestos que hemos citado se ha tomado por unidad el hidrógeno; pero se comprende perfectamente que puede elegirse otro simple cualquiera para este objeto, en cuyo caso variarían los números que representan los equivalentes de dichos cuerpos, pero no su relación. Dichos números reciben también el nombre de *números proporcionales*, porque en proporción de los mismos se verifican siempre las combinaciones de los simples á que se refieren.

Para hallar el equivalente de un cuerpo se le combina, si es posible, con el hidrógeno, cuyo equivalente hemos dicho que se toma por unidad, y se hace el análisis del compuesto resultante, obteniendo luego el equivalente que se busca por medio de una proporción. Ejemplo:

Determinar el equivalente del oxígeno.—Para conseguirlo se combina este cuerpo con el hidrógeno, y se analiza el agua que resulta de la unión de ambos elementos. Hecho así, veremos que en 100 gramos de dicho líquido hay 88,88 de oxígeno y 11,11 de hidrógeno, con cuyos datos formaremos la proporción siguiente:

$$11{,}11 : 88{,}88 :: 1 \text{ (eq. del H)} : x = 8,$$

que es el equivalente del oxígeno.

Si el cuerpo cuyo equivalente se quiere determinar no se une directamente con el hidrógeno, se le combina con otro cuerpo cuyo equivalente sea conocido, y se procede luego de un modo análogo. Ejemplo:

Determinar el equivalente del calcio.—Este cuerpo no se combina con el hidrógeno, pero sí lo verifica fácilmente con el oxígeno. Haciendo el análisis de la *cal viva* que resulta, veremos que en 100 gramos de dicho compuesto hay 28,57 de oxígeno y 71,42 de calcio, con cuyos datos podremos establecer la proporción siguiente:

$$28{,}57 : 71{,}42 :: 8 \text{ (eq. del O)} : x = 20,$$

equivalente del calcio. Cuando el cuerpo cuyo equivalente se busca forma diferentes compuestos con el que se combina, no es tan sencilla la cuestión, y entonces hay que acudir á consideraciones que no podemos exponer, dado el carácter elemental de este libro.

20. Leyes de los volúmenes gaseosos.—*En la combinación de los cuerpos gaseosos, tanto los volúmenes de los componentes, como el del cuerpo resultante* (reducido á vapor), *guardan entre sí relaciones muy sencillas.* Estas leyes, descubiertas por Gay-Lussac, se demuestran por la experiencia. En efecto, se observa que:

Volumen.		Volumen.		Volúmenes.	
1 de cloro se combina con		1 de hidrógeno para formar		2 de ácido clorhídrico.	
1 de oxígeno	»	2 de ídem	»	2 de vapor acuoso.	
1 de nitrógeno	»	3 de ídem	»	2 de amoníaco.	

De la inspección de estos números resulta que el hidrógeno se ha combinado con el cloro, oxígeno y nitrógeno en las sencillas relaciones de 1 : 1, 2 : 1 y 3 : 1. Además, comparados los volúmenes de los cuerpos resultantes con el de los componentes, resultan á su vez las relaciones 2 : 2, 2 : 3 y 2 : 4, que no pueden ser más sencillas. Observemos también que cuando los volúmenes de los gases combinados son iguales, el volumen del compuesto resulta igual á su suma, y en otro caso es menor; esta reducción de volumen se llama *contracción*, y por los datos anteriores vemos que en el segundo ejemplo, dicha contracción vale $^1/_3$, y en el tercero $^1/_2$.

CAPÍTULO V

Teorías químicas.

Varias son las teorías propuestas por químicos eminentes para explicar la causa de la afinidad con que se unen los cuerpos, y los fenómenos que acompañan á toda combinación. Una de las que más favor ha alcanzado es la siguiente, debida principalmente á Ampère y modificada luego por Berzelius.

21. Teoría electro-química.—En esta teoría se admite que la causa determinante de la combinación de los cuerpos es el estado eléctrico en que se encuentran sus átomos, estado que depende, no tan sólo de su naturaleza, sino de las condiciones en que se les coloque. Esto supuesto, al poner en contacto dos cuerpos cargados de fluidos distintos, deben unirse íntimamente por la atracción que sabemos existe entre los cuerpos electrizados con signos contrarios (F. 538), lo que, efectivamente, explica el hecho de la combinación. Pero una vez unidos aquéllos, y neutralizadas, por consiguiente, sus electricidades, deberían separarse con la mayor facilidad, lo que en modo alguno sucede.

Para salvar este defecto de la anterior teoría, supuso Ampère que cada átomo estaba rodeado de una atmósfera eléctrica de signo contrario al suyo, cuyas atmósferas producían, al neutralizarse en el acto de la combinación, los fenómenos de calor, luz, etc., que acompañan á la combinación de los cuerpos, quedando, no obstante, retenidos los átomos por las electricidades contrarias de que se hallaban cargados. Esta ingeniosa hipótesis no explica, sin embargo, por qué no se reunen y neutralizan las electricidades contrarias que tienen los átomos y sus respectivas atmósferas, así como no es posible darse cuenta del papel, unas veces positivo y otras negativo, que desempeña un mismo átomo al combinarse con otros.

Por estas razones Berzelius modificó la anterior hipótesis, y supuso que los átomos de los cuerpos se hallaban *polarizados*, es decir, con una parte cargada de fluido positivo y la otra con negativo, pero dominando en ellos uno de ambos fluidos. De aquí resultaba el carácter positivo ó negativo de los átomos, variable según se uniesen por uno ú otro polo, y así podían explicarse satisfactoriamente los hechos hasta entonces conocidos.

22. Teoría dualística.—Fundados en la anterior hipótesis, creyeron los químicos que toda combinación resultaba siempre de la unión de *dos cuerpos simples* ó de *dos compuestos* de propiedades eléctricas contrarias, admitiendo, en su consecuencia, el *dualismo* de todo compuesto químico; así, por ejemplo, suponían que en las *sales*, tanto el *ácido* como la *base* se hallaban previamente formados, uniéndose después por ser de un carácter eléctrico contrario. Aparentemente viene en apoyo de esta idea la descomposición de dichos cuerpos por la pila; pero trabajos más recientes han hecho ver la imposibilidad de admitirla.

23. Teoría atómica.—Hoy se adopta por la mayoría de los químicos la *hipótesis de los átomos*, iniciada por Dalton, por la que se explican racionalmente las leyes que rigen á las combinaciones de los cuerpos. En dicha teoría se admite que los cuerpos están formados por la reunión de partes sumamente pequeñas, llamadas *moléculas*, las que no pueden dividirse por ninguna acción física, y tienen, por lo tanto, la misma composición química que el cuerpo á que pertenecen.

Estas moléculas resultan, á su vez, de la *yuxtaposición* de otras entidades más pequeñas, llamadas *átomos*, que representan *la menor cantidad de un cuerpo simple que puede entrar en combinación con otros.* De aquí se deduce que las moléculas de todos los cuerpos constan de un número entero de átomos, y según sean éstos de igual ó distinta naturaleza, así los cuerpos resultantes serán *simples* ó *compuestos.*

Por esta hipótesis se explican satisfactoriamente las leyes que hemos visto rigen á las combinaciones de los cuerpos, por cuya razón se admite generalmente en esta ciencia.

En efecto: la ley de Lavoissier debe verificarse según esta teoría, puesto que los cuerpos compuestos resultan de la yuxtaposición de los átomos de los simples que los forman, y no hay motivo para que varíe el peso del cuerpo obtenido al combinarse varios elementos, cuyo peso deberá ser igual á la suma de los pesos de dichos simples.

La ley de las proporciones definidas es también una consecuencia necesaria de la teoría atómica, puesto que las moléculas de cada cuerpo estarán siempre formadas por los mismos elementos y en la misma proporción.

Una explicación análoga y muy sencilla reciben las restantes leyes á que antes hemos aludido.

24. Peso molecular de los cuerpos.—Una de las cuestiones más importantes que se ventilan en la Química, es la determinación del peso que tienen las moléculas y átomos de los distintos cuerpos simples. Desde luego es necesario adoptar una *unidad* á que poder referirse, y para este objeto ha parecido conveniente elegir *el peso del átomo de hidrógeno*; de modo que, al decir que el peso atómico del oxígeno es 16, sólo se da á entender que un átomo de este último gas pesa diez y seis veces más que un átomo de hidrógeno, pero sin que se conozca en modo alguno el peso del átomo de ninguno de estos elementos.

Adoptada la constitución atómica de los cuerpos, resulta que los cuerpos simples tendrán un peso atómico y otro molecular, resultando éste tantas veces mayor que el atómico, cuantos sean los átomos que constituyen sus moléculas. Los cuerpos compuestos, dada la heterogeneidad de sus átomos, sólo tienen peso molecular.

Para determinar el peso molecular de los cuerpos gaseosos se parte de una hipótesis bastante racional, debida á Avogadro, que dice: *Á igualdad de volumen, presión y temperatura, todos los gases contienen igual número de moléculas.* Admitido este supuesto, no hay más que comparar los pesos de volúmenes iguales de dos gases en las condiciones antes dichas, y en la relación que aquéllos se hallen estarán, á su vez, sus respectivos pesos moleculares. Si uno de dichos gases es el hidrógeno, tendremos como resultado de dicha comparación el peso molecular del otro gas *relativo á la molécula de hidrógeno.* Ahora bien: por razones que luego expondremos, han admitido los químicos que dicha molécula consta de *dos átomos;* y como el término de comparación ó *unidad elegida* es el átomo de hidrógeno, habrá necesidad de duplicar el resultado obtenido para deducir el peso molecular del otro gas.

Aclararemos esto mismo con un ejemplo: Supongamos que se quiere determinar el peso molecular del oxígeno. Desde luego pesaremos volúmenes iguales de hidrógeno y de dicho gas, medidos, por supuesto, á igual presión y temperatura, y hecho así, obtendremos los siguientes resultados:

Un litro de hidrógeno á 0° y 760^{mm}, pesa 0,09 gramos.
» oxígeno » 1,44 »

Podremos, por lo tanto, formar la siguiente proporción:

$$0{,}09 : 1{,}44 :: 1 : x = 16,$$

que será el peso molecular del oxígeno comparado con el peso de una mo-

lécula de hidrógeno. Pero ésta, según pronto veremos, consta de dos átomos, cada uno de los cuales pesará evidentemente la mitad que la molécula; luego el núm. 16, obtenido anteriormente, tendremos que duplicarle para referirle á una unidad mitad que la anterior, con lo que resulta para peso molecular del oxígeno 32.

Observación.—Fijándonos en las operaciones que anteriormente hemos practicado para determinar el peso molecular del oxígeno, podemos deducir como regla práctica que *para hallar el peso molecular de un cuerpo gaseoso se multiplica su densidad por* 28,88.

En efecto: la comparación del peso de volúmenes iguales de hidrógeno y del gas cuyo peso molecular se busca, es igual á la densidad de éste relativamente al hidrógeno; pero la densidad de este gas, comparada con la del aire, es 14,44 veces menor; luego habrá que multiplicar por este número el peso específico de dicho gas para obtener su densidad con relación al hidrógeno. Pero la molécula del hidrógeno consta de dos átomos; luego en definitiva habrá que multiplicar por $2 \times 14,44 = 28,88$ la densidad de aquel gas para tener su peso molecular con relación al átomo de hidrógeno.

Por el procedimiento que acabamos de exponer se pueden obtener los pesos moleculares de todos los gases y cuerpos reductibles á vapor; pero no el de aquellos que no pueden afectar este estado, como el carbono, boro, etc. En este caso hay que recurrir á la ley de Dulong y Petit, relativa á los calores específicos, de que luego hablaremos.

25. Pesos atómicos.—Ya hemos dicho que la unidad adoptada para referir á ella el peso átomico de los demás cuerpos simples es el átomo de hidrógeno. Para hallar estos números se analizan diferentes compuestos gaseosos en los que entre el cuerpo cuyo peso atómico se busca, y al lado de sus pesos moleculares (que se habrán determinado como antes hemos dicho) se escribe el peso con que en ellos figura el elemento de que se trate, que forzosamente será un múltiplo de su peso atómico, puesto que los cuerpos constan de un número entero de átomos. Hallando, por último, *el máximo común divisor de dichos números, éste será el peso atómico buscado.*

Supongamos, como ejemplo, que se desea determinar el peso atómico del oxígeno. El análisis ponderal de varios de sus compuestos nos da el siguiente resultado:

	Peso molecular.	Peso del oxígeno.
Oxígeno.	32	32
Agua.	18	16
Alcohol.	46	16
Éter.	74	16
Óxido nitroso.	44	16
An. hiponítrico..	46	32

El máximo común divisor de los números que expresan los pesos del oxígeno contenido en cada una de las moléculas citadas es 16; luego éste será el peso atómico del oxígeno.

Veamos ahora por qué admiten los químicos que la molécula de hidrógeno consta de dos átomos. Analizando varios de los compuestos gaseosos que forma dicho elemento, y refiriendo su peso al de la molécula de hidrógeno, puesto que suponemos desconocido su peso atómico, tendremos los números siguientes:

	Peso de una molécula comparado con otra de H.	Peso del H.
Hidrógeno..	1	1
Agua..	9	1
Ácido clorhídrico.	18,25	0.5
Hidrógeno sulfurado.	17	1
Ácido bromhídrico..	40,5	0,5
Alcohol.	31	3
Éter.	37	5

El máximo común divisor de los números expresados en la segunda columna es 0,5, y éste será, por lo tanto, el peso atómico del hidrógeno, comparado con el peso de una molécula del mismo gas; mas como esta molécula pesa *uno*, claro es que estará formada por *dos átomos* de dicho elemento.

Por igual procedimiento han averiguado los químicos el número de átomos que contienen las moléculas de los demás elementos volátiles, las que, en general, están constituídas por la reunión de dos átomos del mismo cuerpo. La molécula de mercurio consta, sin embargo, de un solo átomo, mientras que las del fósforo y de arsénico están formadas por cuatro.

El procedimiento expuesto antes para determinar el peso atómico de los cuerpos simples, sólo es realizable cuando éstos son gaseosos ó reductibles á vapor. Para hallar el peso atómico de los que no están en este caso se acude á la ley de Dulong y Petit relativa á los calores específicos (F. 488). Por dicha ley sabemos que *el producto del calor específico de los cuerpos simples* (sólidos y líquidos) *por su peso atómico es casi constante, é igual á*

6,38 como término medio. De manera que, representando por C el calórico específico de un cuerpo simple, y por P su peso atómico, tendremos la siguiente igualdad:

$$P \times C = 6{,}38\ldots\ldots, \text{ de donde se deduce } P = \frac{6{,}38}{C}.$$

Ahora bien: el calórico específico de los diferentes elementos ha sido determinado por los físicos con gran exactitud; luego, aplicando la última igualdad, podremos determinar fácilmente sus respectivos pesos atómicos.

Así, el peso atómico del bismuto le obtendremos dividiendo 6,38 por el calórico específico de dicho cuerpo, que es igual á 0,0304. Hecha esta división resulta por cociente 209,8, que es, con gran aproximación, el peso atómico del bismuto.

Esta misma ley puede aplicarse, con ciertas restricciones, para determinar el peso molecular de los cuerpos no volátiles, teniendo en cuenta que, según Regnault, el calor específico de los cuerpos de composición química análoga, multiplicado por su peso molecular, da un producto sensiblemente constante, llamado *calor molecular*.

26. Dinamicidad.—La fuerza de combinación ó afinidad con que se unen los átomos heterogéneos depende, según ya dijimos, de su naturaleza y condiciones en que se les coloque. Pero aparte de esta actividad, considerada en conjunto, presentan aquéllos la propiedad de unirse á diferente número de otros átomos para dejar neutralizada su fuerza de combinación; así, mientras que la afinidad de un átomo de cloro queda satisfecha al combinarse con otro de hidrógeno, el átomo de oxígeno necesita dos, el de nitrógeno tres, y el de carbono cuatro para quedar neutralizadas sus afinidades.

Esta diferente energía de los átomos ha recibido el nombre de *dinamicidad ó cuantivalencia*, y se ha convenido en medirla por el número de átomos de hidrógeno que necesita cada uno para satisfaccer sus afinidades. En su consecuencia, diremos que el cloro es *monodinamo*, porque sólo se combina con un átomo de hidrógemo; el oxígeno *didinamo*, porque se combina con dos átomos del mismo gas; el nitrógeno *tridinamo*, porque se combina con tres, y el carbono *tetradinamo*, porque lo verifica con cuatro, quedando en todos los casos satisfechas las afinidades de los citados elementos.

Cuando un átomo tiene neutralizadas todas sus dinamicidades se dice que está *saturado*, y es claro que para saturarse un átomo monodinamo deberá combinarse con otro de su misma valencia; un átomo didinamo quedará saturado combinándose con otro didinamo, ó con dos monodinamos; un átomo tridinamo necesitará combinarse con otro tridinamo, uno monodinamo y otro didinamo, ó tres monodinamos, para quedar destruídas sus afi-

nidades, y, por último, un átomo tetradinamo quedará saturado combinándose con otro de su misma dinamicidad, dos didinamos, un monodinamo y otro tridinamo, ó cuatro monodinamos.

La dinamicidad de los átomos se expresa gráficamente por acentos colocados á la derecha del símbolo con que se representan aquéllos, no poniendo ninguno cuando se trata de un cuerpo monodinamo, y haciendo uso de los números romanos si aquélla pasa de tres. Así, los siguientes símbolos:

$$Cl\ldots\ldots\ O''\ldots\ldots\ N'''\ldots\ldots\ C^{IV}$$

significan que el cloro es un cuerpo monodinamo, el oxígeno didinamo, el nitrógeno tridinamo y el carbono tetradinamo.

Otros químicos se valen de tantas rayas colocadas alrededor del símbolo de los cuerpos cuantas sean sus dinamicidades, del modo siguiente:

$$Cl-,\ -O-,\ -\overset{|}{N}-,\ -\underset{|}{\overset{|}{C}}-$$

Como veremos dentro de poco, estos sistemas son muy convenientes para representar la agrupación de los átomos al formarse las moléculas.

27. Estructura de las moléculas.—Ya dijimos que las moléculas de los cuerpos resultan de la yuxtaposición de los átomos, y es claro que, según sea el número y dinamicidad de éstos, así quedarán ó no saturadas todas sus dinamicidades. En el primer caso se dice que la molécula está *cerrada*, y en el segundo *abierta*. Son moléculas cerradas las siguientes:

$$Cl-H,\quad H-O-H,\quad H-\overset{H}{\overset{|}{N}}-H,\quad H-\underset{H}{\overset{H}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}-H,$$

porque, en efecto, están satisfechas las dinamicidades de todos los átomos que en ellas entran.

Cuando no están totalmente saturadas las dinamicidades de los átomos que constituyen las moléculas, ya hemos dicho que se llaman éstas *abiertas*, y también *radicales compuestos*. Según sean una, dos, tres, etc., las dinamicidades que quedan libres, reciben éstos el nombre de monodinamos, didinamos, tridinamos, etc., obrando en las combinaciones con igual energía que los cuerpos simples de igual dinamicidad. Ejemplo de radicales:

Monodinamo.	Didinamo.	Tridinamo.
$H-O-$	$H=\overset{\vert}{\underset{\vert}{C}}-H$	$H-\overset{\vert}{\underset{\vert}{C}}-$

Fácilmente se comprende que dichos radicales pueden provenir de combinaciones muy diferentes, resultando su valencia de la dinamicidad que posean los átomos que entran en la combinación y de la manera como se hallen agrupados en ella. De esta diferente agrupación atómica resulta también que dos cuerpos compuestos del mismo número y clase de átomos pueden presentar, sin embargo, propiedades físicas y químicas muy distintas, fenómeno que se conoce con el nombre de *alotropia* é *isomeria*, según se refiera á los cuerpos simples ó á los compuestos.

28. Teoría de los tipos.—Estudiando los químicos la acción de los cuerpos simples sobre los demás compuestos, han observado que, en caso de existir acción química, se verifica ésta por sustitución de uno ó varios átomos del compuesto por otros de igual dinamicidad del simple, sin que intervenga para nada el carácter eléctrico contrario de que se suponía dotados en la teoría dualística á los cuerpos que se combinan. En oposición con esta hipótesis se fundó desde entonces la *teoría unitaria*, en la que se admite que los cuerpos, tanto simples como compuestos, están formados por *un solo grupo molecular*, y las combinaciones de aquéllos resultan de la sustitución de ciertos átomos de una molécula por otros de igual valencia.

Han observado además los químicos que la estructura de las moléculas que intervienen en las reacciones no es diferente en todas ellas, sino que, por el contrario, pueden reducirse á un pequeño número, llamadas por esto *tipos moleculares*. Los admitidos generalmente son éstos:

Tipo hidrógeno.... $\left.\begin{matrix}H'\\H'\end{matrix}\right\}$ Tipo agua..... $\left.\begin{matrix}H'\\H'\end{matrix}\right\}O''$

Tipo amoníaco.... $\left.\begin{matrix}H'\\H'\\H'\end{matrix}\right\}N'''$ Tipo formeno... $\left.\begin{matrix}H'\\H'\\H'\\H'\end{matrix}\right\}C^{IV}$

Si en estos tipos, llamados *primarios*, se reemplaza alguno de sus átomos por otro cuerpo de igual dinamicidad, se originan los tipos *secundarios;* así, el tipo secundario ácido clorhídrico $= \left.\begin{matrix}Cl'\\H'\end{matrix}\right\}$ se deriva del tipo hidrógeno por la sustitución de un átomo de este gas por otro de cloro. El tipo secundario ácido sulfhídrico $= \left.\begin{matrix}H'\\H'\end{matrix}\right\}S''$ se deriva á su vez del tipo agua, por la sustitución del oxígeno por un átomo de azufre, etc.

Además de estos tipos se han visto precisados los químicos, para interpretar ciertas reacciones, á admitir los llamados tipos *condensados*, que resultan de repetir cierto número de veces todos los átomos que forman la

molécula. Así, duplicando los átomos del tipo agua, resulta el tipo agua *bicondensado* $= \left.\begin{matrix} H_2 \\ H_2 \end{matrix}\right\} O_2$; triplicando el número de átomos del tipo amoníaco, resulta á su vez el tipo amoníaco *tricondensado* $= \left.\begin{matrix} H_3 \\ H_3 \\ H_3 \end{matrix}\right\} N_3$, y así puede suponerse de los demás.

También hay necesidad algunas veces de admitir los tipos *mixtos*, que resultan del enlace de dos moléculas correspondientes á diferente tipo, siendo un ejemplo de los mismos las moléculas siguientes:

Tipo mixto agua-hidrógeno $\left.\begin{matrix} H' \\ H' \\ H' \\ H' \end{matrix}\right\} O''$

Tipo mixto agua-amoníaco $\left.\begin{matrix} H' \\ H' \end{matrix}\right\} O''$ $\left.\begin{matrix} H' \\ H' \\ H' \end{matrix}\right\} N'''$

Ya veremos más adelante la utilidad de considerar de este modo la estructura de las moléculas.

29. Teoría dinámica.—En esta teoría se admite que los cambios de calor, luz y electricidad que acompañan á toda combinación son debidos al aumento ó disminución de la *fuerza viva* que poseen los átomos de los cuerpos combinados. Cuando dicha fuerza viva disminuye, aparece libre una cantidad de calor equivalente á la energía que ha desaparecido, y la combinación se llama *exotérmica*. Si, por el contrario, aumenta la fuerza viva de los átomos combinados, resulta entonces una absorción de calor equivalente, y la combinación se llama *endotérmica*.

La combinación del oxígeno con el hidrógeno es exotérmica, y en ella se desarrollan 34,5 calorías por cada equivalente de agua obtenida. Para que se verifiquen estas combinaciones, llamadas *directas*, basta iniciar en algún punto la unión de dichos elementos, propagándose inmediatamente á toda la masa por el calor desarrollado.

En cambio, la formación del bióxido de nitrógeno exige 21,6 calorías para realizarse, y es, por lo tanto, una combinación endotérmica. Para que se unan los elementos qne constituyen dicho compuesto hay necesidad de suministrar dicha cantidad de calor, cuya energía vuelve á aparecer al descomponerse dicho cuerpo. Estas combinaciones, llamadas *indirectas*, son muy inestables, y suelen deshacerse con explosión al menor choque, como sucede al fulminato de mercurio, al yoduro de nitrógeno y á la nitroglicerina.

Estudiando Berthelot las condiciones térmicas y dinámicas en que se

realizan las combinaciones de los cuepos, ha fundado los principios de una importantísima rama de esta ciencia, llamada *termoquímica*, cuyas principales leyes son las siguientes:

30. Ley de los trabajos moleculares.—*El calor desarrollado en toda reacción mide la suma de los trabajos físicos y químicos verificados en la misma.* De esta ley, que es una consecuencia de la *conservación de la energía* (F. 73), se deduce que, para volver á su estado inicial los cuerpos que tomaron parte en la combinación, hay que gastar una cantidad de calor equivalente á la suma de aquellos trabajos. También se comprende la influencia que en el resultado final ha de tener el estado de los cuerpos que se combinen, así como el que afecten los productos de la reacción.

31. Ley de la equivalencia de las transformaciones químicas.—*La cantidad de calor absorbido ó desprendido en la transformación de un sistema cualquiera de cuerpos, depende únicamente del estado inicial y final de dicho sistema*, con tal que no se haya producido ningún trabajo exterior. Es decir, que al obtener una cantidad dada de anhidrido carbónico, combinando directamente el carbono con el oxígeno, se produce el mismo número de calorías que si se combinasen primero dichos cuerpos para obtener óxido de carbono, y luego éste con el oxígeno necesario.

Por este principio puede averiguarse fácilmente el calor originado en una reacción cualquiera, conociendo las calorías desarrolladas en las reacciones elementales qne dan lugar á aquélla. Así, por ejemplo, en la formación directa del anhidrido sulfúrico quedan libres 51,8 calorías, las que resultan de sumar 17,2 que origina la formación del anhidrido sulfuroso al combinarse con el oxígeno, y 34,6 que produce este gas al combinarse con el azufre para formar dicho anhidrido sulfuroso.

32. Ley del trabajo máximo.—*Toda transformación química tiende siempre á producir el cuerpo ó sistema de cuerpos que originan la mayor cantidad posible de calor*, con tal que en aquélla no intervengan energías exteriores. Así, tratando por el ácido sulfúrico una disolución de sosa y barita mezcladas, se forma inmediatamente sulfato bárico, porque al originarse esta sal, se desarrolla más calor que si se combinase el ácido sulfúrico con la sosa.

Las anteriores leyes son el fundamento de otras empíricas, descubiertas hace tiempo por Berthollet, de que más adelante nos ocuparemos.

CAPÍTULO VI

Nomenclatura química.

33. Nomenclatura hablada —Con objeto de expresar de un modo breve y concreto la multitud de cuerpos que se estudian en la Química, idearon varios sabios, á fines del siglo anterior (1787), un lenguaje especial, llamado *nomenclatura química*. Sus fundadores, entre los que figuran principalmente Guyton de Morveau, Lavoissier, Berthollet y Fourcroy, hicieron con esto un importantísimo servicio á la ciencia, pues antes se expresaba cada cuerpo con un nombre distinto, caprichoso las más veces, que no daba idea ninguna acerca de su composición. Sin embargo, los recientes conocimientos adquiridos principalmente en la química orgánica, han hecho que dicho lenguaje resulte ya deficiente, habiendo sido necesario adicionar y reformar muchos de sus vocablos para ponerle en armonía con aquellos adelantos.

Dicha nomenclatura puede ser hablada y escrita, llamándose en este último caso *notación química*. Para proceder con método en su exposición dividiremos los cuerpos en *simples* y *compuestos*, y éstos en *binarios* y *ternarios*, según estén formados por *dos* ó por *tres* elementos.

34. Cuerpos simples.—Estos cuerpos se expresan por un nombre especial, tomado del latín ó del griego, que en muchos de ellos recuerda alguna de sus propiedades características; así, *cloro* quiere decir *verdoso*, que es efectivamente el color que tiene este gas; *bromo* significa *fetidez*, por el insoportable olor que tiene; *oxígeno* equivale á *engendrador de ácidos; fósforo*, á *llevo luz; hidrógeno*, á *engendrador del agua; yodo*, color *violado*, etc. En el núm. 5 expusimos ya los nombres de los principales cuerpos simples y símbolos por que se representan.

35. Metaloides y metales.—Atendiendo principalmente á las propie-

dades físicas que presentan los cuerpos simples, se les ha dividido en dos grupos, llamados, respectivamente, *metaloides* y *metales*.

Los metales están caracterizados por ser en general duros, tenaces, dúctiles y maleables; son buenos conductores del calor y la electricidad, y pueden adquirir por el pulimento un brillo especial, llamado *metálico*. Todos son sólidos, menos el mercurio, que es líquido.

Los metaloides, por el contrario, suelen presentar poca dureza, son frágiles y se reducen á polvo fácilmente; no son maleables ni susceptibles de adquirir gran brillo, y conducen mal el calor y la electricidad. Uno de ellos, llamado *bromo*, es líquido; los demás son gaseosos ó sólidos.

Hé aquí la lista de los metaloides y metales más conocidos:

METALOIDES

Arsénico.	Cloro.	Oxígeno.
Azufre.	Fluor.	Selenio.
Boro.	Fósforo.	Silicio.
Bromo.	Hidrógeno.	Teluro.
Carbono.	Nitrógeno.	Yodo

METALES

Aluminio.	Cromo.	Níquel.
Antimonio.	Estaño.	Oro.
Bario.	Estroncio.	Paladio.
Bismuto.	Hierro.	Plata.
Cadmio.	Iridio.	Platino.
Calcio.	Litio.	Plomo.
Cesio.	Magnesio.	Potasio.
Cobalto.	Manganeso.	Sodio.
Cobre.	Mercurio.	Zinc.

36. Compuestos binarios.—Así se llaman los formados por la combinación de dos simples. En la nomenclatura de estos compuestos se convino en designarlos por dos palabras, una *genérica* y otra *específica*. El género debe formarse con un sustantivo derivado del cuerpo más electro-negativo que éntre en la combinación, y la especie con un adjetivo formado con el nombre del otro cuerpo, ó con el nombre de éste puesto en genitivo.

Como el oxígeno se combina con la mayoría de los cuerpos, se le dió preferencia al idear la nomenclatura, y en su consecuencia se formó un vocabulario completo para expresar sus combinaciones con los demás. Una de las más frecuentes son los

Óxidos metálicos.—Reciben esta denominación los compuestos resultantes de la combinación del oxígeno con un metal. Cuando el metal sólo forma una

combinación con dicho elemento, se forma el género con la palabra *óxido*, y la especie con el nombre del metal en genitivo, ó bien con un adjetivo derivado del mismo. Así, la combinación del oxígeno con el zinc se llama *óxido zíncico* ú *óxido de zinc*; la de la plata con dicho metaloide, *óxido argentino* ú *óxido de plata.*

Si el metal se combina con el oxígeno en varias proporciones, los compuestos resultantes siguen la ley de Dalton, entrando en ellos el oxígeno en relación de los números $^1/_2$, 1, $^2/_3$, 2, 3, 4....., etc., y en este caso se anteponen á la palabra *óxido* los prefijos siguientes:

Sub, que significa.	$^1/_2$
proto.	1
sexqui.	$^2/_3$
bi.	2
tri.	3
tetra.	4
penta.	5

Se dice, por lo tanto, *protóxido de hierro*, *sexquióxido de hierro*, *bióxido de hierro*, etc., para expresar dichos grados de oxidación en este metal. Igualmente se llaman *subóxido de cobre* y *bióxido de cobre* las combinaciones del cobre y el oxígeno en las proporciones antes indicadas.

A fin de generalizar la regla anterior, se da también el nombre de óxidos á algunos compuestos neutros resultantes de la combinación de un *metaloide* con el oxígeno; por esto se llaman *óxido de carbono*, *óxido de nitrógeno*, etc., á las combinaciones de estos metaloides con el oxígeno.

Cuando estos óxidos tienen un carácter negativo se les llama *anhidridos*, y, según su grado de oxidación, se termina en *oso* ó en *ico*. Así, se dice *anhidrido sulfuroso*, *anhidrido sulfúrico*, etc. Estos cuerpos, reaccionando con el agua, dan origen á los *oxácidos*, de que pronto hablaremos.

Compuestos binarios no oxigenados.— Para nombrar estos cuerpos se termina en *uro* el nombre del metaloide ó cuerpo más electro-negativo que figure en el compuesto, seguido luego del nombre del otro elemento. Así, llamaremos *cloruro de sodio* á la combinación del cloro con el sodio; *sulfuro de cobre* á la combinación de este metal con el azufre; *fosfuro de hidrógeno* al cuerpo que resulta al combinarse el fósforo con este gas, etc. Se exceptúa de esta regla el *nitruro de hidrógeno*, que recibe el nombre de *amoníaco.*

Cuando el cuerpo electro-negativo se combina con el otro en varias proporciones, se antepone á su nombre los prefijos de que hemos hablado antes, y, en su consecuencia, llamaremos *proto-cloruro de hierro*, *sexqui-cloruro*

de hierro, bi-sulfuro de estaño, tri-cloruro de fósforo, penta-cloruro de fósforo, etc., á los compuestos resultantes de dichos elementos, en las proporciones que indican los prefijos de que van precedidos.

Si el compuesto binario de que se trata tiene carácter electro-negativo (ácido), se suele cambiar la terminación *uro* en *ido*; así, se dice *súlfido hídrico* para designar al sulfuro de hidrógeno, que es un cuerpo electro-negativo, y por igual razón se llama *súlfidos* á los sulfuros de arsénico y antimonio.

37. Compuestos ternarios.—Reciben esta denominación los cuerpos resultantes de la combinacion de tres simples. Estos cuerpos se dividen en *ácidos*, *bases* y *sales*.

Acidos.—El principal carácter químico de estos cuerpos consiste en que *el hidrógeno que contienen puede ser sustituído, total ó parcialmente, por un metal, originando un cuerpo salino.* Cuando los ácidos son solubles, tienen un sabor agrio y enrojecen la *tintura de tornasol*. Se dividen estos cuerpos en *oxácidos* é *hidrácidos*; en los primeros entra siempre el oxígeno, y en los segundos el hidrógeno, unidos *generalmente* á un metaloide.

Oxácidos.—Cuando el metaloide de que se trate sólo forma un compuesto ácido al combinarse con el oxígeno, se termina aquél en *ico*, precedido de las primeras sílabas del nombre del metaloide. Así, el carbono, el boro y el silicio, combinándose con el oxígeno, originan, respectivamente, los ácidos *carbón-ico*, *bór-ico* y *silíc-ico*.

Si de la combinación del oxígeno con el metaloide resultan dos ácidos, se termina en *ico* el nombre del más oxigenado, y en *oso* el que contenga menos oxígeno. Diremos, por lo tanto, ácido *arsenioso* para expresar la combinación ácida menos oxigenada que forma el arsénico con el oxígeno, y ácido *arsénico* para designar la más oxigenada.

Si se originan más de dos ácidos en la combinación de los expresados elementos, se diferencian unos de otros anteponiendo al nombre del ácido los prefijos *hipo* (debajo) y *per* (sobre), con lo que se pueden expresar cinco grados distintos de oxidación.

Así, los diferentes ácidos que resultan al combinarse el azufre con el oxígeno se llamarán, respectivamente, empezando por el menos oxigenado:

Ácido hipo-sulfuroso.
» sulfuroso.
» hipo-sulfúrico.
» sulfúrico.
» per-sulfúrico.

La estructura molecular de los *oxácidos* es análoga á la del agua, sin más que sustituir en este *tipo* uno de los átomos de hidrógeno por el radical co-

rrespondiente; así, del tipo agua $\left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O$ se deriva el ácido nítrico $\left.\begin{matrix}(NO_2)'\\H\end{matrix}\right\}O$ sin más que reemplazar un átomo de hidrógeno por el radical monodinamo NO_2 (*nitrilo*). Otras veces hay que considerar el tipo agua condensado para deducir los ácidos correspondientes, como sucede en el ácido sulfúrico $\left.\begin{matrix}(SO_2)''\\H_2\end{matrix}\right\}O_2$ que proviene del tipo agua bicondensado, y en el ácido fosfórico $\left.\begin{matrix}PhO)'''\\H_3\end{matrix}\right\}O_3$ que, á su vez, se origina del tipo agua tricondensado. Para diferenciar este distinto origen de los oxácidos se llama á los primeros *monodinamos*, á los segundos *didinamos*, y *tridinamos* á los últimos. El hidrógeno que tienen estos ácidos no es siempre reemplazable en su totalidad por un metal, y según puedan ser sustituídos por estos cuerpos *uno*, *dos* ó los *tres* átomos de hidrógeno, así se llaman los ácidos respectivos *monobásicos*, *bibásicos* ó *tribásicos*. Separando en estos cuerpos el hidrógeno reemplazable ó *básico*, queda un grupo atómico llamado *residuo halogénico*, porque se conduce en las combinaciones como los cuerpos halógenos *cloro*, *bromo*, *yodo* y *fluor*.

Hidrácidos.—La nomenclatura de estos cuerpos es muy sencilla, por no combinarse el hidrógeno con los radicales respectivos sino en una sola proporción. Dichos ácidos se terminan en *hídrico*, precedido del nombre del cuerpo que los forma. Así, la combinación ácida del cloro y el hidrógeno, se llamará ácido *clorhídrico*; la del bromo é hidrógeno, ácido *bromhídrico*; la del radical compuesto cianógeno con dicho gas, ácido *cianhídrico*, etc.

Bases.—Estos cuerpos están generalmente constituídos por la combinación del oxígeno, hidrógeno y un metal, y tienen la propiedad de originar *sales* al reaccionar con los ácidos. *Pueden considerarse derivadas del tipo agua* mono, bi ó tricondensado, *en el que se ha sustituído la mitad del hidrógeno por un metal.* Cuando son solubles tienen la propiedad de enverdecer las tinturas azules de los vegetales, y devuelven su color á la tintura de tornasol enrojecida por los ácidos. Además poseen un sabor especial alcalino ó de lejía.

Las bases reciben el nombre general de *hidratos* (y mejor *hidróxidos*), seguido del nombre del metal correspondiente. Así, la base $\left.\begin{matrix}H'\\K'\end{matrix}\right\}O''$ se llama *hidrato potásico* ó *de potasio*, y puede suponerse derivada del tipo agua, en el que se ha sustituído la mitad del hidrógeno por un átomo del metal potasio. La combinación $\left.\begin{matrix}Ca''\\H_2'\end{matrix}\right\}O_2''$, llamada *hidrato cálcico*, se deriva á su vez del tipo agua bicondensado, sustituyendo en él dos átomos de hidrógeno por el

metal didinamo calcio. Muchas de estas bases tienen nombres especiales, más sencillos que el resultante de la regla anterior. Así, al hidrato potásico se le llama *potasa*; al hidrato sódico, *sosa*; al hidrato cálcico, *cal*, etc.

Sales.—Si en una disolución de hidrato sódico se añade poco á poco ácido nítrico, se observa que llega un momento en que el líquido resultante pierde por completo las propiedades que caracterizan tanto al ácido como á la base, dando lugar á un nuevo compuesto llamado *sal*. Igual fenómeno se observa neutralizando por el ácido clorhídrico la expresada base, de donde se deduce que, lo mismo los oxácidos que los hidrácidos, originan sales al reaccionar sobre los hidratos metálicos. Para diferenciar unas de otras se ha convenido en llamar *oxisales* á las que provienen de la reacción de los oxácidos, y sales *haloideas* á las que resultan de los hidrácidos. Unas y otras se definen diciendo que *son los cuerpos resultantes de la sustitución del hidrógeno básico de los ácidos por un radical metálico.*

En la nomenclatura de estos cuerpos se atiende para formar el género al ácido que origina la sal, cambiando su terminación de *ico* en *ato*, y de *oso* en *ito*. La especie se forma adjetivando el nombre del metal ó poniéndole en genitivo. Ejemplos:

El	*ácido hipocloroso*	con el	*hidrato cálcico*,	produce	*hiperclorito de calcio.*
»	*nitroso*,	»	*hidrato potásico*,	»	*nitrito potásico.*
»	*hipoclórico*,	»	*hidrato sódico*,	»	*hiperclorato de sodio.*
»	*sulfúrico*,	»	*hidrato bárico*,	»	*sulfato bárico.*
»	*perclórico*,	»	*hidrato potásico*,	»	*perclorato potásico.*

Las sales haloideas se expresan siguiendo las reglas de los compuestos binarios; así, la sal resultante de la acción del *ácido clorhídrico* sobre el *hidrato sódico*, se llama *cloruro sódico*; la que resulta al obrar el *ácido bromhídrico* sobre el *hidrato potásico*, se llama *bromuro sódico* ó *de sodio.*

A veces se reunen las moléculas de dos sales distintas para originar otras llamadas *sales dobles*. En este caso se expresan dichos compuestos combinando los nombres de ambas sales; así, decimos *sulfato doble de aluminio y potasio*, para indicar la unión del *sulfato alumínico* con el *sulfato potásico.*

38. Aleaciones.—La combinación de diferentes metales recibe el nombre de *aleación*, y para expresarlas se hace seguir á dicha palabra el nombre de los metales que la forman; así, diremos *aleación de zinc y cobre* (*latón*) para significar la combinación de estos metales; *aleación de cobre, zinc y níquel* (*metal blanco*) para indicar la de estos últimos. Si uno de los metales combinados es el mercurio, entonces la aleación recibe el nombre de *amal*

gama. Diremos, por lo tanto, *amalgama de oro*, *amalgama de plata*, para indicar la combinación del oro y de la plata con el mercurio.

39. Radicales compuestos.—Ya hemos dicho que se llaman así los grupos atómicos que se trasladan de unos á otros cuerpos sin sufrir alteración. Cuando dichos radicales originan ácidos, suelen terminar en *ilo*, precedido de algunas sílabas del cuerpo de más importancia á que dan lugar. Así, el radical que origina el ácido nítrico se llama *nitrilo*; el que da lugar al ácido sulfúrico, *sulfurilo*, etc. Si los radicales forman compuestos básicos, su terminación es en *onio*, como el *amonio*, que es el radical que origina el amoníaco.

40. Notación química.—Tiene ésta por objeto representar gráficamente y con brevedad los cuerpos simples, sus compuestos y las reacciones á que dan lugar.

Los cuerpos simples se representan por la primera letra de su nombre latino, añadiendo á la misma alguna otra cuando se trata de elementos que empiezan con la misma inicial. En la segunda columna del catálogo de cuerpos simples, inserto en la pág. 9, están expresados los signos con que se representan aquéllos, llamados *símbolos* de los mismos. Estos símbolos son fáciles de recordar teniendo en cuenta que, en la mayoría de ellos, empieza su nombre latino por la misma letra que en castellano, variando únicamente los que siguen:

Antimonio (*Stibium*)	= Sb	Mercurio (*Hydrargyrum*)	= Hg
Azufre (*Sulfur*)	= S	Oro (*Aurum*)	= Au
Cobre (*Cuprum*)	= Cu	Plata (*Argentum*)	= Ag
Estaño (*Stannum*)	= Sn	Plomo (*Plumbum*)	= Pb
Fósforo (*Phosphorum*)	= Ph	Potasio (*Kalium*)	= K
Hierro (*Ferrum*)	= Fe	Sodio (*Natrum*)	= Na

El símbolo de un cuerpo, además de representarle abreviadamente, indica un peso dado del mismo, que en el sistema unitario es el *peso atómico* del cuerpo á que se refiere; así, al escribir en química la letra N, se da á entender que se trata de 14 unidades ponderales de nitrógeno; de igual modo, el símbolo C indica 12 unidades en peso de carbono, etc. Dichos pesos atómicos se hallan insertos en la tabla de cuerpos simples (pág. 9), citada hace poco.

Cuando en una reacción entran varios átomos de un cuerpo simple, se indica esta circunstancia por medio de un subíndice colocado á la derecha del símbolo correspondiente; así, para significar *dos átomos de azufre*, se escribe S_2; para dar á entender que se trata de *tres átomos de cloro*, se es-

cribe Cl_3, etc. Lo mismo puede indicarse por medio de un coeficiente colocado delante del símbolo del cuerpo, de modo que las expresiones anteriores pueden reemplazarse, respectivamente, por 2 S y 3 Cl.

Si en vez de cuerpos simples se tratase de compuestos, hay necesidad entonces de encerrar dentro de un paréntesis los átomos que les forman, poniendo luego un subíndice, ó un coeficiente igual al número de moléculas que contengan. Ejemplo: $(S\,O_4\,H_2)_3 = 3\,(S\,O_4\,H_2)$ indica *tres* moléculas de ácido sulfúrico; $(C\,S_2)_4 = 4\,(C\,S_2)$ representa *cuatro* moléculas de sulfuro de carbono, etc.

41. Fórmula de los compuestos.—Los cuerpos compuestos se representan abreviadamente por una *fórmula*, que no es otra cosa sino la reunión de los átomos que los constituyen, empezando su escritura por el cuerpo más electro-positivo. Ejemplo: La fórmula del agua es $H_2\,O$, porque este líquido está compuesto de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno; la del *sulfato sódico* es $SO_4\,Na_2$, porque dicha sal está compuesta de un átomo de azufre, cuatro de oxígeno y dos de sodio. Estas fórmulas se llaman *empíricas* porque tan sólo indican la composición de los cuerpos á que se refieren, pero nada dicen del agrupamiento de los átomos. Cuando la fórmula indica la constitución atómica del compuesto se la llama *racional*; la fórmula racional del agua es $\left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O$, y la del sulfato sódico, $\left.\begin{matrix}SO_2\\Na_2\end{matrix}\right\}O_2$, porque en ellas se indica la agrupación de los átomos que constituyen dichos cuerpos.

42. Igualdades químicas.—Cuando se quiere expresar la reacción que se verifica al unir varios cuerpos, se colocan unos á continuación de otros los símbolos de los cuerpos que intervienen en aquélla, y luego se pone el signo =, escribiendo después los cuerpos que hayan resultado en dicha reacción. Así, para expresar la reacción que tiene lugar al tratar el zinc por el ácido sulfúrico, en la que, según pronto veremos, se forma sulfato zíncico y se desprende hidrógeno, nos valdremos de la siguiente *igualdad ó ecuación química*:

$$Zn'' + S\,O_4\,H_2 = S\,O_4\,Zn'' + H_2 \ldots\ldots (a),$$

ó mejor aún por la siguiente igualdad:

$$Zn'' + \left.\begin{matrix}S\,O_2\\H_2\end{matrix}\right\}O_2 = \left.\begin{matrix}S\,O_2\\Zn_2''\end{matrix}\right\}O_2 + \left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\},$$

llamada fórmula de estructura.

Es evidente que, en virtud del principio de Lavoissier (16), el número de átomos de cada cuerpo debe ser igual en ambos miembros de la igualdad, lo que nos da un medio de comprobar la exactitud de dichas ecuaciones.

43. Utilidad de las fórmulas é igualdades químicas.—Además de

expresar brevemente las reacciones que tienen lugar entre varios cuerpos, presentan las fórmulas é igualdades químicas la ventaja de poder resolver con su auxilio los siguientes problemas:

1.° *Hallar la composición centesimal de un cuerpo cuya fórmula se conoce.* Sea el *sulfato de zinc*, cuya fórmula hemos visto que es $SO_4 Zn$.

Como el peso molecular de un compuesto es igual á la suma de los pesos atómicos de los elementos que le constituyen, hallaremos el peso de una molécula de dicha sal sumando *un* átomo de azufre + *cuatro* de oxígeno + *uno* de zinc. Ahora bien: según la tabla de la pág. 3,

1 átomo de azufre	pesa.. . . .	32
4 de oxígeno, 4×16. .	»	64
1 de zinc..	»	65
	TOTAL.	161

Este es, por lo tanto, el peso de una molécula de sulfato de zinc.

Para hallar la composición centesimal de esta sal, diremos:

Si en 161 unidades ponderales de sulfato de zinc hay 32 de azufre, en 100 habrá x; cuyo valor averiguaremos por medio de la consiguiente proporción. De un modo análogo determinaremos el peso de los demás elementos que entran en 100 unidades de la sal citada, para lo que tendremos que resolver las siguientes proporciones:

161 : 32 : : 100 : x =	19,87 = azufre en	100 partes	de sulfato de zinc.
161 : 64 : : 100 : y =	39,75 = oxígeno »	»	
161 : 65 : : 100 . z =	40,38 = zinc »	»	
	100,00		

2.° *Averiguar la cantidad de zinc que hay que emplear para que, por su reacción con el ácido sulfúrico, se produzcan 50 litros de hidrógeno.*

Como los símbolos de los cuerpos representan unidades en peso, y no volúmenes, lo primero que debemos hacer es reducir á gramos los 50 litros de hidrógeno. Ahora bien: un litro de este gas á 0° y 760^{mm}, pesa 0,09 gramos; luego aquel volumen pesará 50 × 0,09 = 4,5 gramos.

Examinando ahora la fórmula (*a*) de la página anterior, observamos que cada átomo de zinc (que pesa 65 unidades) produce dos átomos de hidrógeno (cuyo peso es 2 × 1 = 2; luego averiguaremos lo que se desea resolviendo la proporción siguiente:

$$2 : 65 : : 4,5 : x = 146,25 \text{ gramos,}$$

que es el zinc necesario para obtener los citados 50 litros de hidrógeno.

44. Hallar la fórmula de un compuesto.—Sea un cuerpo compuesto de hidrógeno y nitrógeno, cuyo análisis centesimal nos haya dado el siguiente resultado:

H.....	17,65
N.....	82,35
	100,00

Averigüemos después su peso molecular por alguno de los procedimientos que hemos indicado (24), y supongamos que se haya obtenido 17 como peso de la molécula de dicho cuerpo. Desde luego podremos formar las siguientes proporciones:

$100 : 17{,}65 :: 17 : x = 3$ = hidrógeno contenido en una molécula.
$100 : 82{,}35 :: 17 : y = 14$ = nitrógeno » »

Pero sabemos que el átomo de hidrógeno pesa 1; luego dividiendo por este número el peso del hidrógeno contenido en la molécula del cuerpo de que se trata, tendremos por cociente 3, ó sea el número de átomos que aquélla contiene. De igual modo, para hallar el número de átomos de nitrógeno dividiremos el peso que de este cuerpo existe en una molécula del compuesto, por 14, que es el peso atómico del nitrógeno, con lo que obtendremos por cociente 1, que es el número de átomos de este gas que existe en una molécula del compuesto analizado. La fórmula empírica de éste será, por lo tanto, NH_3.

Observación.—Cuando no se conoce el peso molecular del cuerpo cuya fórmula se busca, queda ésta indeterminada, y sólo puede indicarse la relación en que se encuentran los elementos que le constituyen. Así, suponiendo que ocurriera esto en el ejemplo anterior, sólo hubiéramos podido asegurar que el número de átomos de hidrógeno era *triple* que el de nitrógeno, y la fórmula correspondiente hubiera sido $N_n H_{3n}$.

CAPÍTULO VII

Clasificaciones químicas.

Las clasificaciones en esta ciencia, como en todas las que se dedican al estudio de gran número de seres, ofrecen grandes dificultades si se ha de atender, como debería hacerse, al conjunto de caracteres que aquéllos presentan.

Dejando para obras más extensas la exposición de las diferentes clasificaciones químicas que se han ideado, y el fundamento que para adoptarlas han tenido sus autores, nosotros nos contentaremos con exponer la que hemos de seguir, y dar una ligera idea de las más usuales.

45. Metaloides y metales.—Desde luego, la mayoría de los químicos divide los cuerpos simples en *metaloides* y *metales*, asignándoles las propiedades que ya indicamos (35). Estos caracteres, puramente físicos, no son, sin embargo, suficientes para fijar el grupo en que deben colocarse ciertos cuerpos, y ha sido necesario atender á sus propiedades químicas para ordenarlos convenientemente. En este concepto se dice que *un cuerpo es metaloide cuando sus combinaciones con el oxígeno producen compuestos ácidos ó neutros, pero nunca básicos.* Por el contrario, se asigna el carácter de *metal á todo cuerpo simple que al combinarse con el oxígeno produce algún compuesto básico.*

46. Metaloides.—Estos cuerpos los ha dividido Mr. Dumas en las cinco familias siguientes, teniendo, sin embargo, en cuenta que el hidrógeno está hoy considerado como un metal por los caracteres químicos que presenta:

CLASIFICACIÓN DE LOS METALOIDES

SEGÚN MR. DUMAS

1.ª familia:	Hidrógeno.		
2.ª »	Cloro, Bromo, Yodo, Fluor.....	(llamados	halógenos).
3.ª »	Oxígeno, Azufre, Selenio, Teluro....	»	anfigenos).
4.ª »	Nitrógeno, Fósforo, Arsénico.....	»	nitrogenoideos).
5.ª »	Carbono, Boro, Silicio.....	»	carbonoideos).

Estos grupos resultan muy naturales, y los caracteres de los cuerpos colocados en cada uno, así como los compuestos que originan, presentan grandes analogías.

47. Metales.—Más dificultad ofrece la clasificación de estos cuerpos; pero Mr. Thenard, fundándose principalmente en la acción que el oxígeno ejerce sobre ellos y la del calor sobre sus óxidos, los dividió muy racionalmente en seis grupos, que después se han aumentado hasta ocho, para separar convenientemente algunos metales no bien estudiados en la época de aquel sabio.

Estos ocho grupos, divididos en tres clases, son los siguientes:

CLASIFICACIÓN DE LOS METALES

SEGÚN MR. THENARD

PRIMERA CLASE.—(*Metales comunes.*)

Se oxidan á diferentes temperaturas, y sus óxidos no se descomponen por el calor solo.

1.ª sección.....	Potasio..... Sodio..... Bario..... Calcio.....	Estos metales descomponen el agua á la temperatura ordinaria. Los dos primeros reciben el nombre de *alcalinos*, y los otros dos el de *alcalino-térreos.*
2.ª sección.....	Magnesio..... Manganeso...	Descomponen el agua hacia los 100°.
3.ª sección.....	Hierro..... Níquel..... Cobalto..... Cromo..... Zinc.....	Descomponen el agua *al rojo*, y son atacados en frío por los ácidos enérgicos.
4.ª sección.....	Estaño..... Antimonio....	Descomponen el agua á temperaturas superiores *al rojo*, y son atacados por las disoluciones alcalinas con desprendimiento de hidrógeno.
5.ª sección.....	Cobre..... Plomo..... Bismuto.....	Descomponen débilmente el agua á temperaturas muy elevadas.

SEGUNDA CLASE.—(*Metales intermediarios.*)

No se oxidan en el aire á ninguna temperatura, y sus óxidos no se descomponen por el calor, hidrógeno ni el carbón solos.

6.ª sección.....	Aluminio. Glucinio.

CAPÍTULO VII

Clasificaciones químicas.

Las clasificaciones en esta ciencia, como en todas las que se dedican al estudio de gran número de seres, ofrecen grandes dificultades si se ha de atender, como debería hacerse, al conjunto de caracteres que aquéllos presentan.

Dejando para obras más extensas la exposición de las diferentes clasificaciones químicas que se han ideado, y el fundamento que para adoptarlas han tenido sus autores, nosotros nos contentaremos con exponer la que hemos de seguir, y dar una ligera idea de las más usuales.

45. Metaloides y metales.—Desde luego, la mayoría de los químicos divide los cuerpos simples en *metaloides* y *metales*, asignándoles las propiedades que ya indicamos (35). Estos caracteres, puramente físicos, no son, sin embargo, suficientes para fijar el grupo en que deben colocarse ciertos cuerpos, y ha sido necesario atender á sus propiedades químicas para ordenarlos convenientemente. En este concepto se dice que *un cuerpo es metaloide cuando sus combinaciones con el oxígeno producen compuestos ácidos ó neutros, pero nunca básicos.* Por el contrario, se asigna el carácter de *metal á todo cuerpo simple que al combinarse con el oxígeno produce algún compuesto básico.*

46. Metaloides.—Estos cuerpos los ha dividido Mr. Dumas en las cinco familias siguientes, teniendo, sin embargo, en cuenta que el hidrógeno está hoy considerado como un metal por los caracteres químicos que presenta:

CLASIFICACIÓN DE LOS METALOIDES

SEGÚN MR. DUMAS

1.ª familia:	Hidrógeno.		
2.ª »	Cloro, Bromo, Yodo, Fluor.....	(llamados	halógenos).
3.ª »	Oxígeno, Azufre, Selenio, Teluro....	»	anfigenos).
4.ª »	Nitrógeno, Fósforo, Arsénico.....	»	nitrogenoideos).
5.ª »	Carbono, Boro, Silicio.....	»	carbonoideos).

Estos grupos resultan muy naturales, y los caracteres de los cuerpos colocados en cada uno, así como los compuestos que originan, presentan grandes analogías.

47. Metales.—Más dificultad ofrece la clasificación de estos cuerpos; pero Mr. Thenard, fundándose principalmente en la acción que el oxígeno ejerce sobre ellos y la del calor sobre sus óxidos, los dividió muy racionalmente en seis grupos, que después se han aumentado hasta ocho, para separar convenientemente algunos metales no bien estudiados en la época de aquel sabio.

Estos ocho grupos, divididos en tres clases, son los siguientes:

CLASIFICACIÓN DE LOS METALES

SEGÚN MR. THENARD

PRIMERA CLASE.—(*Metales comunes.*)

Se oxidan á diferentes temperaturas, y sus óxidos no se descomponen por el calor solo.

1.ª sección.....	Potasio..... Sodio..... Bario..... Calcio.....	Estos metales descomponen el agua á la temperatura ordinaria. Los dos primeros reciben el nombre de *alcalinos*, y los otros dos el de *alcalino-térreos.*
2.ª sección.....	Magnesio..... Manganeso...	Descomponen el agua hacia los 100°.
3.ª sección.....	Hierro..... Níquel..... Cobalto..... Cromo..... Zinc.....	Descomponen el agua *al rojo*, y son atacados en frío por los ácidos enérgicos.
4.ª sección.....	Estaño..... Antimonio....	Descomponen el agua á temperaturas superiores *al rojo*, y son atacados por las disoluciones alcalinas con desprendimiento de hidrógeno.
5.ª sección.....	Cobre..... Plomo..... Bismuto.....	Descomponen débilmente el agua á temperaturas muy elevadas.

SEGUNDA CLASE.—(*Metales intermediarios.*)

No se oxidan en el aire á ninguna temperatura, y sus óxidos no se descomponen por el calor, hidrógeno ni el carbón solos.

6.ª sección.....	Aluminio. Glucinio.

TERCERA CLASE.—(*Metales preciosos.*)

Los óxidos de estos metales se descomponen fácilmente por el calor.

7.ª sección.....	Mercurio..... Paladio..... Iridio.....	Se oxidan á una temperatura poco elevada, y sus óxidos se reducen á otra mayor.
8.ª sección.....	Plata..... Oro..... Platino.....	No se alteran á ninguna temperatura.

48. Clasificación de los cuerpos por su dinamicidad.—Modernamente van atendiendo los químicos para clasificar los cuerpos simples, tanto metaloides como metales, á la dinamicidad de los mismos, y bajo este punto de vista se dividen del modo siguiente:

CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS

POR SU DINAMICIDAD

Metaloides.

MONODINAMOS.	DIDINAMOS.	TRIDINAMOS.	TETRADINAMOS.
Hidrógeno.	Oxígeno.	Nitrógeno.	Carbono.
Cloro.	Azufre.	Fósforo.	Silicio.
Bromo.	Selenio.	Arsénico.	
Yodo.	Teluro.	Boro.	
Fluor.			

Metales.

MONODINAMOS.	DIDINAMOS.		TRIDINAMOS.	TETRADINAMOS.
Potasio.	Bario.	Níquel.	Antimonio.	Estaño.
Sodio.	Estroncio.	Cobalto.	Bismuto.	Platino.
Cesio.	Calcio.	Hierro.	Oro.	Iridio.
Litio.	—	Manganeso.		Paladio.
—	Magnesio.	Cromo.		
Plata.	Zinc.	Aluminio.		
	Cadmio.			
	—			
	Plomo.			
	Cobre.			
	Mercurio.			

Es muy conveniente recordar la dinamicidad de dichos cuerpos para poder formular sin dificultades las reacciones á que dan lugar.

En la anterior clasificación se ha prescindido en absoluto de los caracteres físicos que presentan los simples, por lo que resultan en un mismo grupo cuerpos completamente desemejantes, como el nitrógeno y el boro, el sodio y la plata, etc.

49. Clasificación de Mendéléeff.—Últimamente, el químico ruso Mendéléeff ha hecho una clasificación de los elementos químicos, fundado en que *las propiedades de los cuerpos son funciones periódicas de sus pesos atómicos.* Es decir, que si se colocan todos los cuerpos simples por orden creciente de sus pesos atómicos, las propiedades del primero son análogas á las del que ocupa, á partir de aquél, un cierto lugar, y esto se repite por períodos próximamente iguales.

Muy interesantes son las consecuencias que de este principio se deducen, pero no podemos analizarlas por no faltar á la sencillez que nos hemos propuesto tenga este libro.

Fundados en esto, seguiremos en estas *Nociones* la clasificación de los metaloides según Mr. Dumas; y en cuanto á los metales, adoptaremos la de Mr. Thenard, no estudiando sino los cuerpos que más aplicaciones han recibido.

QUÍMICA DESCRIPTIVA

LIBRO SEGUNDO

METALOIDES

CAPÍTULO PRIMERO

HIDRÓGENO..... $H = 1$.

50.—Este cuerpo fué conocido desde el siglo XVII por los alquimistas, pero Cavendish fué el primer químico que dió á conocer sus propiedades en 1766.

Es muy abundante en la naturaleza, si bien se presenta rara vez en estado de libertad. Combinado con el oxígeno forma el agua; con el nitrógeno el amoníaco, y con dichos elementos y el carbono la mayor parte de las substancias orgánicas.

51. Propiedades físicas.—Es un cuerpo gaseoso á la temperatura ordinaria, transparente, inodoro é insípido. Se le consideró como gas permanente hasta 1877, en que Cailletet y Pictet lograron liquidarle, sometiéndole á un frío de — 140°, bajo la presión de 650 atmósferas. En este estado presenta un color ligeramente azulado, y al caer en gotas produce un ruido particular, análogo al del mercurio. Es el cuerpo más ligero que se conoce, siendo su densidad = 0,069, ó sea 14,44 veces menos denso que el aire; por esta propiedad se le puede trasvasar á una probeta que se halle más elevada que el recipiente *A*, en que esté contenido (fig. 6.ª). Un litro de este gas pesa 0,089 gramos, peso que ha recibido el nombre de *krita* (grano de cebada), para referir á él como unidad el peso de los demás gases.

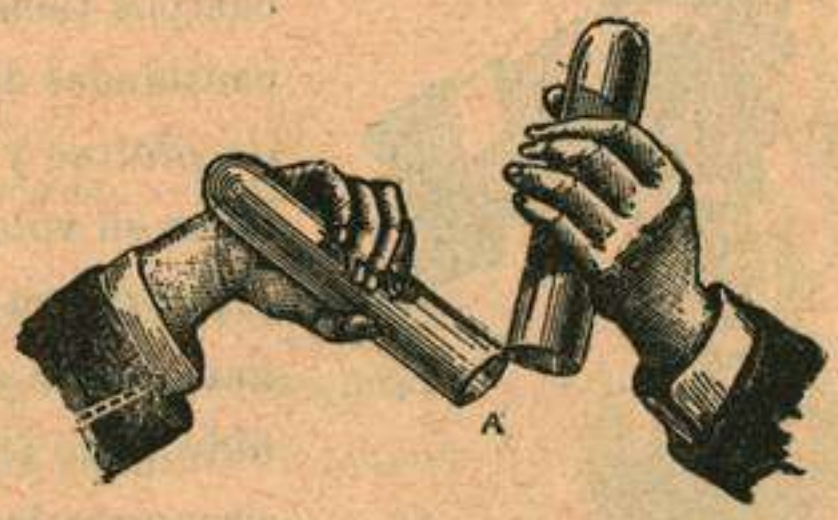


Fig. 6.ª

Es un cuerpo sumamente sutil, y por esta razón atraviesa fácilmente toda

clase de membranas porosas. Conduce el calor con más facilidad que los demás gases y es muy poco soluble en el agua.

52. Propiedades químicas.—El hidrógeno, por la manera de conducirse en las reacciones químicas, presenta todos los caracteres de un verdadero metal. Ya dijimos que se ha elegido como unidad para medir la dinamicidad y peso atómico de los demás elementos, y se admite que su molécula consta de dos átomos.

Es un gas eminentemente combustible, y al combinarse con el oxígeno para formar vapor de agua, origina una llama azulada que alumbra poco, pero produce un calor extraordinario. Para aumentar el brillo de dicha llama basta colocar en ella cuerpos sólidos, como la cal, magnesia, etc., que, al ponerse incandescentes, producen una luz extraordinaria. A pesar de ser este gas tan combustible, apaga los cuerpos en ignición que se colocan en su seno, como puede observarse introduciendo una cerilla encendida (fig. 7.ª) en una campana que le contenga, en cuyo caso arde el gas próximo á la boca de aquélla y se apaga la cerilla.

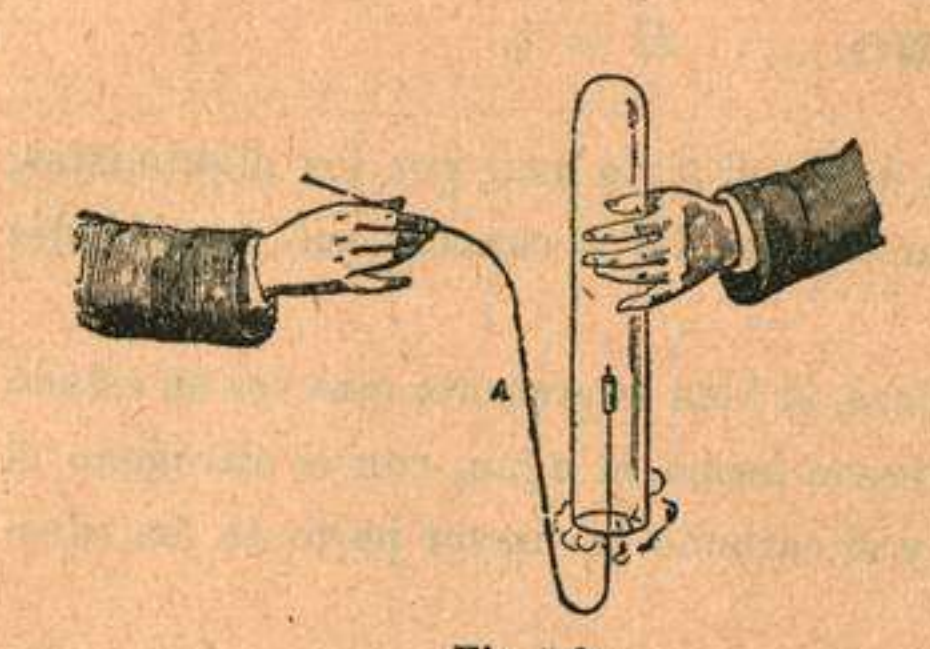


Fig. 7.ª

El hidrógeno es un cuerpo muy *reductor*, es decir, que se apodera fácilmente del oxígeno contenido en los cuerpos que le rodean, rebajando su grado de oxidación; pero, en general, hace falta elevar su temperatura, ó ponerle en condiciones especiales, para que se excite su afinidad y se combine con los demás elementos. Algunos cuerpos tienen la propiedad de absorber grandes cantidades de hidrógeno, como sucede á la *esponja de platino* y al paladio; éste llega á retener 900 veces su volumen, y en aquélla se eleva tanto la temperatura al condensarse en sus poros dicho gas, que se enrojece y puede inflamar el resto del hidrógeno (fig. 8.ª). Por último, dicho cuerpo no sirve para la respiración, pero no ejerce ninguna acción destructora sobre el organismo.

Fig. 8.ª

53. Obtención.—Puede prepararse fácilmente este gas descomponiendo el agua por medio de una corriente eléctrica, en cuyo caso, según ya dijimos en los *Elementos de Física* (600), se descom-

pone aquel líquido en oxígeno é hidrógeno, cuyos gases pueden recogerse separadamente.

A pesar de la sencillez de este método, nunca se usa en los laboratorios por ser costoso, obteniéndose generalmente por la acción del zinc sobre e ácido sulfúrico diluído. Para efectuar esta operación se emplea un frasco de dos bocas, *A* (fig. 9.ª), en cuyo interior se pone *granalla* de zinc y un poco de agua. Las dos tubuluras de dicho frasco se tapan con dos corchos agujereados, por los que pasan dos tubos de cristal; uno de ellos, *B*, es recto, y su parte superior termina en un embudo; el otro, *C*, se dobla en la forma que indica el grabado, y va á terminar debajo del agua contenida en una vasija, llamada *cuba hidroneumática*, sobre cuyo *puente* se coloca una campana de cristal llena de agua é invertida.

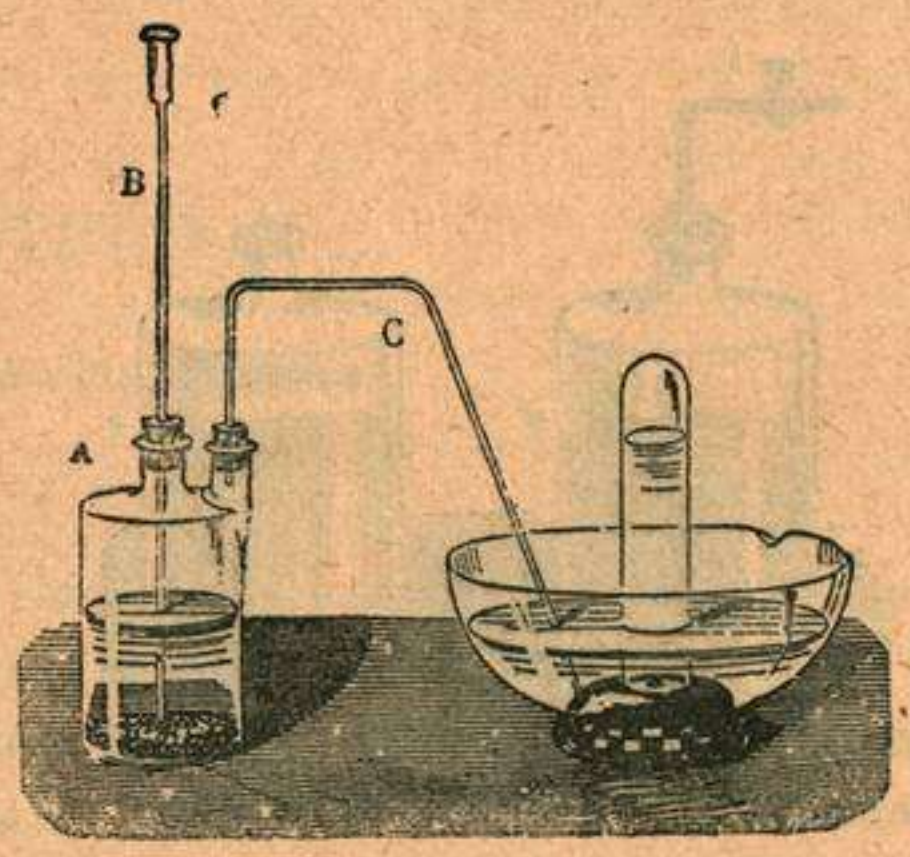


Fig. 9.ª

Echando por el embudo del tubo recto ácido sulfúrico diluído, el zinc desaloja inmediatamente al hidrógeno de dicho ácido, formando sulfato de zinc, y el hidrógeno libre se dirige por el tubo *abductor C* á la campana de cristal, en cuya parte superior se aloja, en virtud de ser menos pesado que el agua. Dicha reacción puede expresarse del siguiente modo:

$$\underset{\text{Zinc.}}{Zn''} + \underset{\text{Ácido sulfúrico.}}{SO_4 H_2} = \underset{\text{Sulfato de zinc.}}{SO_4 Zn''} + \underset{\text{Hidrógeno.}}{H_2}$$

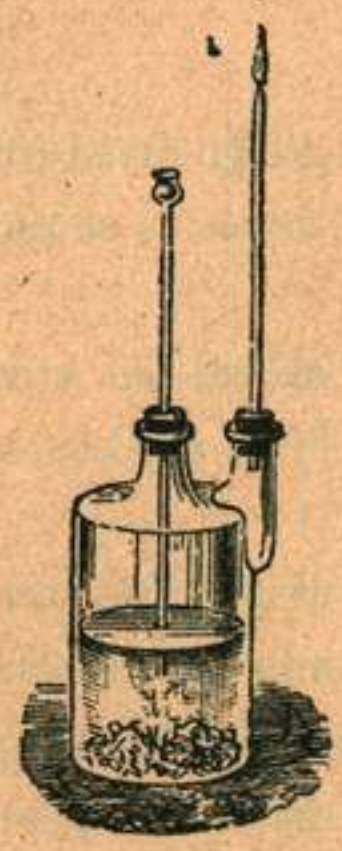


Fig. 10.

Es claro que debe esperarse á que salga el aire contenido en el frasco antes de recoger el hidrógeno en la campana, pues de otro modo se obtendría una mezcla de ambos gases. Igual precaución hay que tener si se quiere inflamar el hidrógeno, haciéndole salir por un tubo largo terminado en punta (fig. 10), pues si el frasco contuviese todavía alguna cantidad de aire, se formaría en su interior una *mezcla detonante*, que haría estallar dicho frasco con peligro del operador.

Como este gas es de frecuente uso en Química, suele disponerse en los laboratorios el aparato que representa la figura 11, con el que se tiene, siempre que se desea, una corriente de hidrógeno. Consiste aquél en dos frascos provistos en su parte inferior de dos tubuluras, unidas entre sí por medio de un tubo de caucho, *T*. En uno de los frascos, *V'*, se pone una capa de ocho centímetros de pedacitos de cristal, y sobre ella otra de granalla de zinc; el otro frasco, *V*, se llena de ácido clorhídrico diluído. Para que funcione este aparato basta elevar un poco este último frasco, en cuyo caso penetrará en el otro el ácido clorhídrico, y, al reaccionar sobre el zinc, producirá el hidrógeno, al que se da salida abriendo la llave *L*.

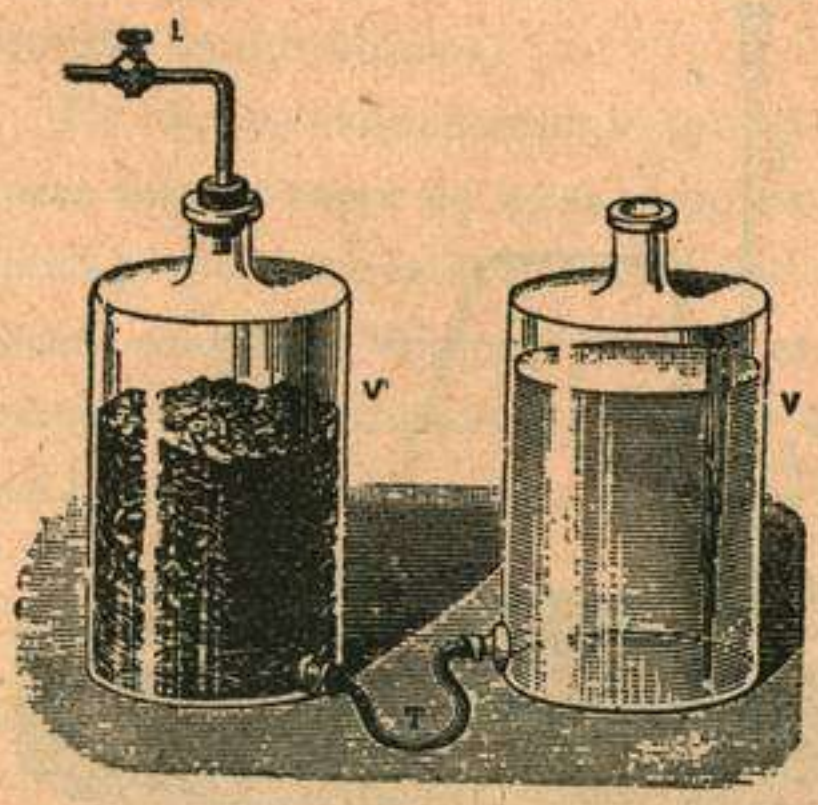


Fig. 11.

54. Aplicaciones.—Se usa este cuerpo en Química como reductor, y se aprovecha la elevada temperatura que produce al combinarse con el oxígeno, para fundir cuerpos muy refractarios, como el platino. Por su ligereza específica se emplea para llenar los globos aerostáticos.

CAPÍTULO II

Metaloides halógenos.

55.—Comprende esta familia el *cloro*, *bromo*, *yodo* y *fluor*, llamados cuerpos *halógenos* por originar sales *haloideas* al combinarse con los metales.

La propiedad característica de dichos cuerpos es la de combinarse con un volumen igual al suyo de hidrógeno, formando dos volúmenes de hidrácidos muy enérgicos. Todos ellos son monodinamos, tienen gran fuerza de combinación y presentan un carácter electro-negativo muy acentuado. El cloro y el fluor son gaseosos; el bromo líquido, y el yodo sólido.

Todos, á excepción del fluor, pueden obtenerse tratando la sal halógena correspondiente por el ácido sulfúrico y el bióxido de manganeso.

CLORO.... $Cl = 35,5$.

56.—Este cuerpo fué descubierto en 1774 por Scheele; pero hasta 1809, en que Gay-Lussac y Thenard le estudiaron detenidamente, no se le consideró como cuerpo simple.

Es muy abundante en la naturaleza, pero nunca se presenta en estado de libertad, sino formando cloruros como el de sodio (*sal común*), que es el más frecuente.

57. Propiedades físicas.—Es un gas de color amarillo verdoso, á cuya propiedad debe su nombre; de un olor especial insoportable, que excita una tos violenta, acompañada de esputos sanguinolentos si se respira en alguna cantidad. Su densidad es 2,44, y se liquida á —40° bajo la presión atmosférica, produciendo un líquido amarillento de 1,5 de peso específico. Un litro de agua disuelve á la temperatura ordinaria unos tres litros de cloro, dando origen á un líquido amarillento llamado *agua de cloro*, muy usado en Química. Enfriando este líquido á la temperatura de 0° se forman unos crista-

les de *hidrato de cloro*, cuya composición es Cl_2, 10 H_2O; colocados estos cristales en el tubo de Faraday y operando como dijimos en la Física (461), se obtiene el cloro líquido.

58. Propiedades químicas. — El cloro es un cuerpo muy electronegativo, y tiene una afinidad extraordinaria por el hidrógeno, con el que se combina directamente bajo la acción de la luz. Se le llama *oxidante indirecto* por la propiedad que tiene de combinarse con el hidrógeno del agua, dejando libre el oxígeno; á esto se deben sus propiedades descolorantes y desinfectantes. Se combina con la mayor parte de los cuerpos simples, y en algunos casos lo verifica con tal energía, que el fenómeno va acompañado de gran desprendimiento de calor y luz, como sucede proyectando polvo de antimonio ó de arsénico en un frasco que contenga cloro seco.

59. Obtención. — 1.° *Por la acción del ácido sulfúrico y bióxido de*

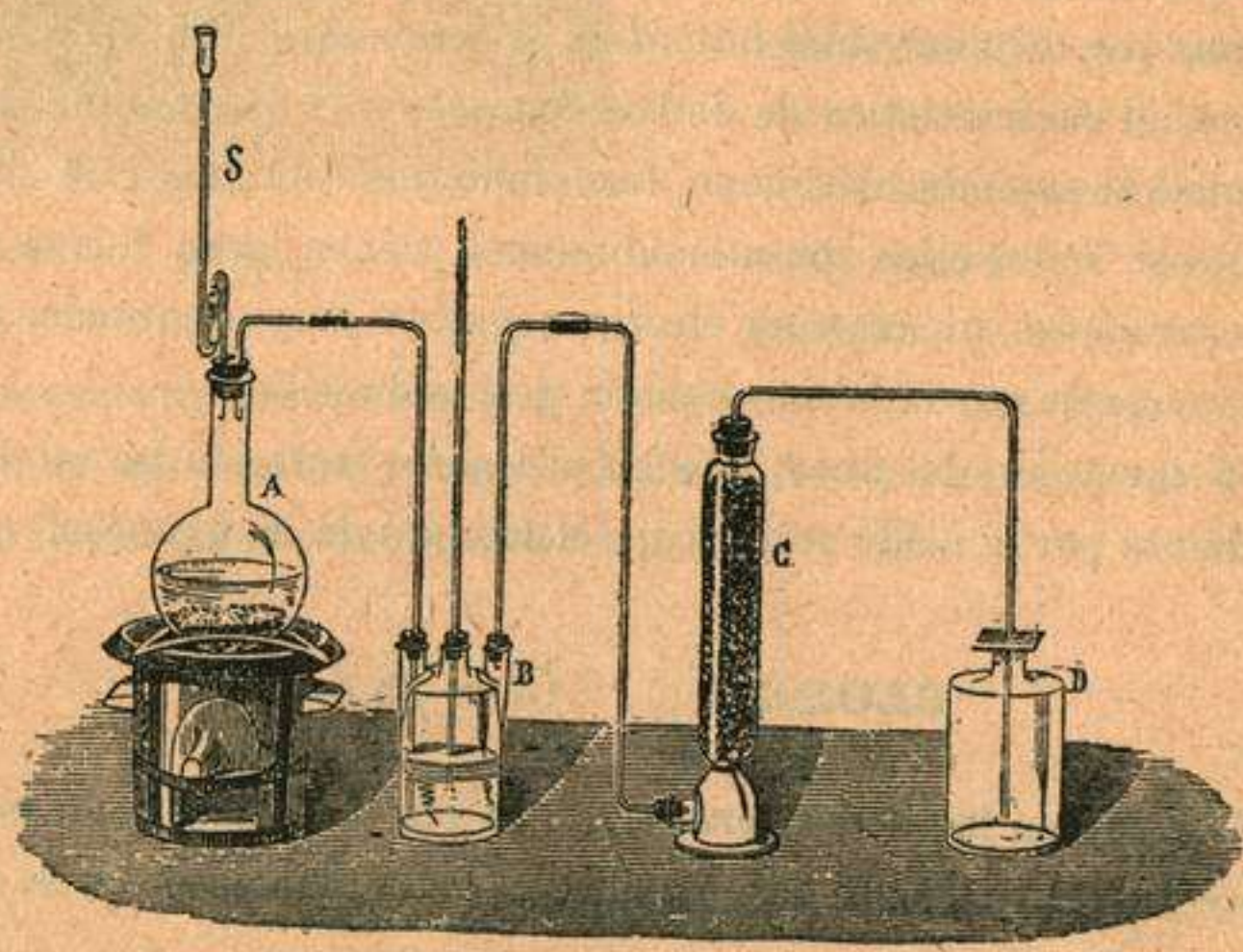


Fig. 12.

manganeso sobre el cloruro de sodio. — Para esto se echa en el matraz *A* (figura 12) una mezcla de cloruro sódico decrepitado (*sal común*) y bióxido de manganeso pulverizado (*manganesa*), y por el tubo de seguridad *S* se adiciona ácido sulfúrico. Elevando un poco la temperatura se verifica la reacción siguiente:

$$\underset{\text{Sal común.}}{2\,Na\,Cl} + \underset{\text{Manganesa.}}{Mn''\,O_2} + \underset{\text{Acido sulfúrico.}}{2\,SO_4\,H_2} = \underset{\text{Sulfato sódico.}}{SO_4\,Na_2} + \underset{\text{Sulfato manganoso.}}{SO_4\,Mn} + \underset{\text{Agua.}}{2\,H_2\,O} + \underset{\text{Cloro.}}{Cl_2}$$

El cloro libre se dirige primero al frasco lavador *B*, y luego á la probeta *C*,

llena de pedacitos de *cloruro de calcio*, que absorben la humedad que aquél pudiera arrastrar, y por último, se recoge en el frasco *D*, en el que va cayendo en virtud de tener mayor densidad que el aire. Podía recogerse también en la cuba hidroneumática, reemplazando el agua, que ya hemos dicho disuelve á este gas, por una disolución de sal común: no puede usarse el mercurio en esta cuba, llamada entonces *hidrargiro-neumática*, porque dicho metal es atacado por el cloro.

2.º *Por la acción del bióxido de manganeso sobre el ácido clorhídrico.*— Para obtener el cuerpo de que nos ocupamos por este método, se pone en el matraz del aparato anterior *manganesa* triturada, y se añade por el tubo de seguridad ácido clorhídrico; calentando un poco dicho matraz se verifica la reacción siguiente:

$$\underset{\text{Manganesa.}}{Mn''\,O_2} + \underset{\text{Ácido clorhídrico.}}{4\,H\,Cl} = \underset{\text{Cloruro manganoso.}}{Mn''\,Cl'_2} + \underset{\text{Agua.}}{2\,H_2\,O} + \underset{\text{Cloro.}}{Cl'_2}$$

Para preparar el *agua de cloro*, que se usa bastante en la Química como reactivo, se hace pasar una corriente de este gas por un frasco de tres bocas, llamado de *Woolf* (fig. 14), en el que se ha puesto *agua destilada*, procurando que la temperatura sea de unos 8º.

60. Aplicaciones.—Se usa el cloro como desinfectante por la propiedad que tiene de destruir los gérmenes de origen orgánico, y en la industria se emplea con gran frecuencia para descolorar los tejidos de origen vegetal. Para este objeto son, sin embargo, preferibles los *hipocloritos*, de que pronto hablaremos.

ÁCIDO CLORHÍDRICO..... *HCl.*

61.—Este ácido fué conocido en el siglo XV por Basilio Valentín; pero hasta 1772, en que Priestley le estudió detenidamente, no quedó definida su composición. Antes del nombre que hoy lleva se le llamó *espíritu de sal*, *ácido marino* y *ácido muriático*. Existe libre en las emanaciones volcánicas, disuelto en algunas aguas, y también forma parte del jugo gástrico de los mamíferos.

62. Propiedades físicas.—Es un gas incoloro, de olor sofocante y sabor ácido, y tiene una densidad de 1,25. Se liquida á —50º, dando lugar á un líquido incoloro de 1,27 de densidad. Es muy soluble en el agua, cuyo líquido á 0º puede disolver 500 veces su volumen; esta disolución presenta los mismos caracteres ácidos que el gaseoso, y es la que se usa como reactivo.

63. Propiedades químicas. — El ácido clorhídrico no arde ni deja arder los cuerpos que en él se introducen. Es muy ávido de la humedad, por lo que produce humos en contacto del aire. Ataca á la mayor parte de los metales, transformándolos en cloruros, y obra siempre como un ácido muy enérgico. El análisis demuestra que dos volúmenes de este gas resultan de la combinación de un volumen de cloro con otro de hidrógeno.

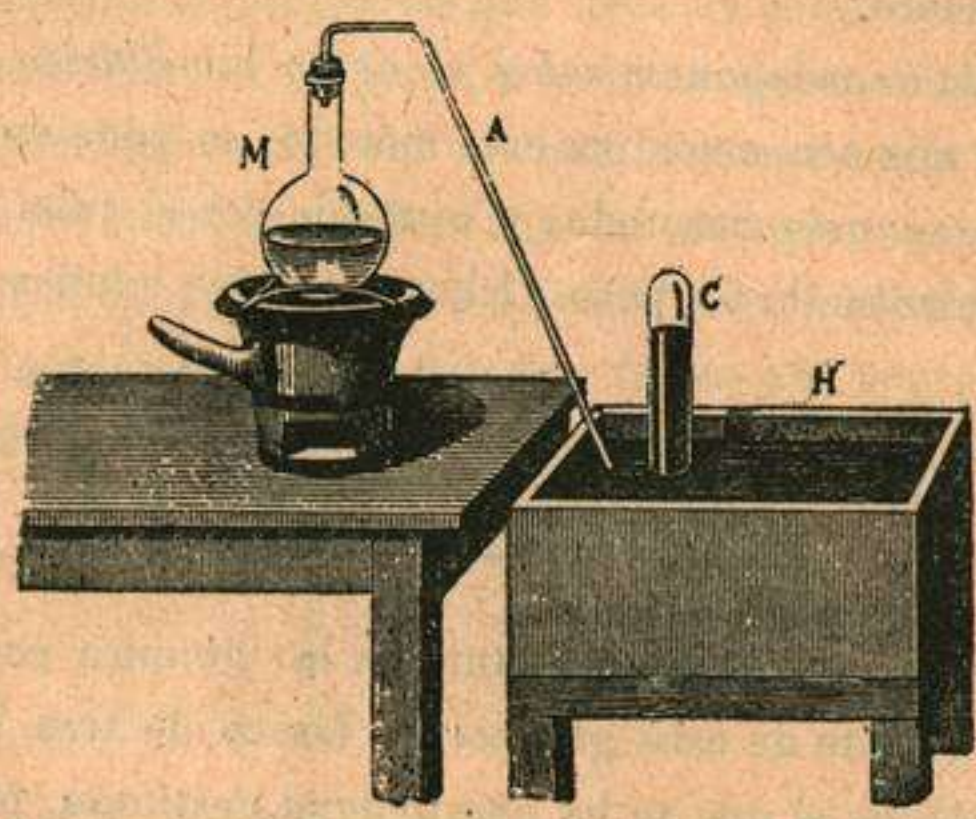


Fig. 13.

64. Obtención. — *Por la acción del ácido sulfúrico sobre la sal marina.* — Para esta operación se usa un matraz, *M* (fig. 13), en el que se echa sal común decrepitada y ácido sulfúrico. Dicho matraz comunica por medio del tubo abductor *A* con el puente de la cuba hidrargiro-neumática *H*, sobre el que se coloca la campana *C* llena de mercurio, en la que se recoge el ácido gaseoso que se desprende al elevar la temperatura del matraz. La reacción que en este caso tiene lugar es la siguiente:

$$\underset{\text{Cloruro sódico.}}{NaCl} + \underset{\text{Ácido sulfúrico.}}{SO_4H_2} = \underset{\text{Sulfato sódico.}}{SO_4HNa} + \underset{\text{Ácido clorhídrico.}}{HCl}$$

En la industria se prepara por el mismo procedimiento, pero la operación se practica en cilindros de hierro colocados en hornos á propósito.

Ya hemos indicado antes que el ácido clorhídrico es muy soluble en el agua, y para demostrarlo basta destapar dentro de dicho líquido una probeta llena de este gas, en cuyo caso se precipita en su interior el agua con tal violencia, que puede romperse la probeta.

La disolución acuosa de este ácido, que se usa en Química con mucha frecuencia, se obtiene haciendo pasar una corriente de este gas por una serie de frascos de tres bocas, colocados como indica la figura 14. En el primer frasco de este aparato, llamado de *Woolf*, se pone una pequeña cantidad de agua para lavar el gas, y en los otros se echa agua destilada hasta sus dos tercios, conociéndose que está saturado el líquido de los frascos cuando por el tubo *E* del último se desprende ácido clorhídrico.

65. Aplicaciones. — Se usa mucho en la industria la disolución acuosa

de este ácido para preparar otros cuerpos, como los cloruros descolorantes, el ácido carbónico, el hidrógeno, etc. En los laboratorios es de un uso indispensable este ácido, tanto como reactivo, cuanto para obtener diferentes compuestos.

BROMO..... $Br = 80$.

66.—Este metaloide fué descubierto por Balard en 1826, quien le obtuvo de las aguas madres de unas salinas inmediatas á Montpellier. Se le dió el nombre que lleva por su olor fétido. Existe en el agua del mar, formando bromuros alcalinos, cuyas sales se fijan en proporción notable en los tejidos

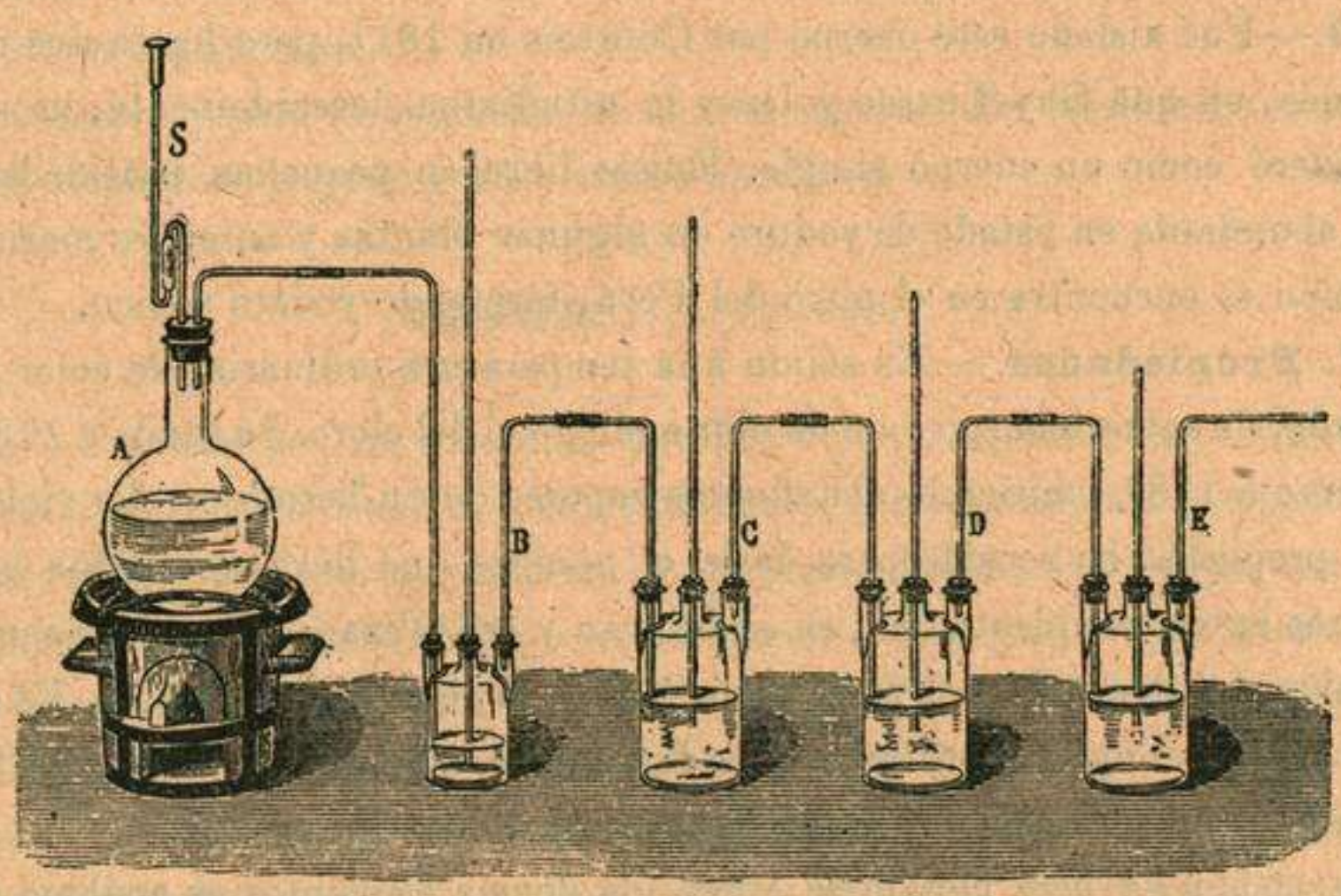


Fig. 14.

de las plantas marinas, de cuyas cenizas se extrae generalmente este metaloide.

67. Propiedades.—Es un líquido de color rojo obscuro, de olor fuerte y muy desagradable, cuya densidad es de 2,96. Se solidifica á —7°,5, y hierve á +63°. Emite vapores muy densos de color anaranjado, muy deletéreos y venenosos; se disuelve bien en el éter y en el sulfuro de carbono, y poco en el agua.

Sus caracteres químicos son análogos á los del cloro, pero es algo menor su fuerza de combinación. Se une á los metales formando *bromuros*, y se combina con el hidrógeno, originando el *ácido bromhídrico*. Destruye, como el cloro, las substancias orgánicas, y mancha la piel de amarillo.

68. Obtención.—Este cuerpo se prepara por el mismo procedimiento que el cloro, sustituyendo al cloruro sódico por el bromuro potásico. La reacción es la siguiente:

$$2\,BrK + Mn''\,O_2 + 2\,SO_4\,H_2 = SO_4\,K_2 + SO_4\,Mn'' + 2\,H_2\,O + 2\,Br$$

Bromuro potásico. Manganesa. Ácido sulfúrico. Sulfato potásico. Sulfato manganoso. Agua. Bromo.

69. Aplicaciones.—Se usa en Química para la obtención de algunos cuerpos, y especialmente los bromuros, que se usan bastante en Medicina y en la Fotografía.

YODO..... $I = 127$.

70.—Fué aislado este cuerpo por Courtois en 1811, pero hasta dos años después, en que Gay-Lussac y Davy le estudiaron detenidamente, no se le consideró como un cuerpo simple. Existe libre en pequeñas cantidades, y más abundante en estado de yoduro en algunas plantas y animales marinos; también se encuentra en el nitro del Perú, formando yodato sódico.

71. Propiedades.—Es sólido á la temperatura ordinaria, de color gris acerado, de sabor amargo y de un olor análogo al del cloro. Se funde á 113°,3, y hierve á 178°, emitiendo abundantes vapores de un hermoso color violado, cuya propiedad ha servido para darle el nombre que lleva; recogidos estos vapores en un recipiente frío, se solidifican y cristalizan en laminitas romboidales. La densidad del yodo es de 4,94, y la de su vapor de 8,71. Es casi insoluble en el agua, pero lo verifica fácilmente en el alcohol, éter y sulfuro de carbono, comunicando á estos líquidos un color rojo violado.

La acción de este metaloide sobre los demás elementos es análoga á la del cloro y bromo, pero menos enérgica que la de éstos. Se combina con los metales formando *yoduros*, y con el hidrógeno da lugar al *ácido yodhídrico*. Mancha la piel de amarrillo y destruye las substancias orgánicas cuando se prolonga su contacto. Comunica al engrudo de almidón un color azul obscuro, que desaparece al elevar la temperatura, propiedad que sirve para reconocerle.

72. Obtención.—Se extrae el yodo tratando el yoduro potásico por el bióxido de manganeso y el ácido sulfúrico. La reacción que tiene lugar, análoga á las que se verifican en la obtención del cloro y del bromo, es la siguiente:

$$2\,IK + Mn\,O_2 + 2\,SO_4\,H_2 = SO_4\,Mn'' + SO_4\,K_2 + 2\,H_2\,O + I_2$$

Yoduro potásico. Manganesa. Ácido sulfúrico. Sulfato manganoso. Sulfato potásico. Agua. Yodo.

En esta operación se usa retorta de cristal, *R*, cuyo cuello enchufa en un matraz, *M*, rodeado de agua fría (fig. 15). Poniendo en la retorta los cuerpos antes indicados, y elevando la temperatura de aquélla, se desprenden los vapores del yodo, que se condensan y cristalizan en las paredes frías del matraz.

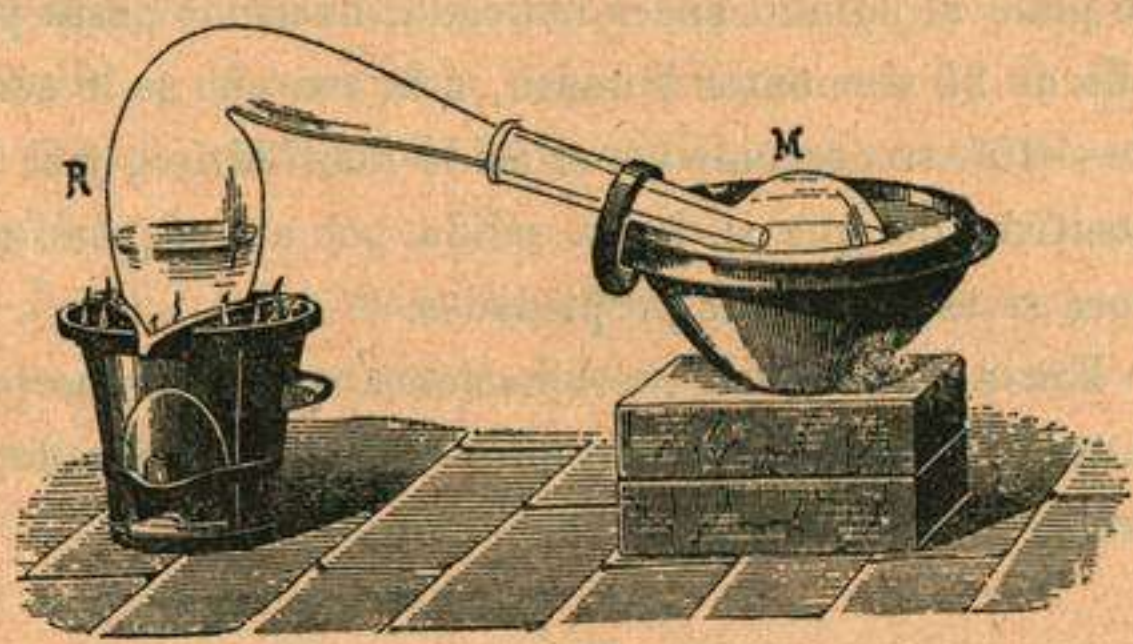


Fig. 15.

73. Aplicaciones. Se emplea bastante este cuerpo en Química como reactivo y para la obtención de ciertos cuerpos. En Medicina se usa la tintura alcohólica de yodo y los yoduros alcalinos.

FLUOR..... $Fl = 19$.

74.—Este cuerpo, cuyo nombre significa *destructor*, no se ha podido aislar hasta hace poco tiempo, por combinarse, inmediatamente después de puesto en libertad, con las materias de que están hechas las vasijas usadas en Química. Ampère sospechó ya su existencia y le asignó propiedades análogas á las del cloro y bromo; pero hasta que le obtuvo Moissan en 1887 no pudo asegurarse nada positivo respecto de este metaloide.

Existe el fluor en el reino mineral, formando el *espato fluor* y algunos otros compuestos, y también se le encuentra en varios productos del reino orgánico, tanto animales como vegetales.

75. Propiedades.—Es un gas de color verdoso, más pesado que el aire, eminentemente venenoso, por cuya razón es muy difícil y expuesto estudiar detalladamente sus propiedades. Únicamente se sabe que su fuerza de combinación es superior á la de los otros metaloides halógenos, por lo que se unen inmediatamente con él casi todos los cuerpos. El bromo, yodo, azufre, etc., arden en este gas, y se inflaman con su contacto el alcohol, el petróleo y otros muchos líquidos combustibles. Sólo el platino y el oro no son atacados por este gas á la temperatura ordinaria.

76. Obtención.—Efecto de sus propiedades, presenta grandes dificultades la obtención de este cuerpo; pero al fin Moissan ha logrado aislarle, descomponiendo por la corriente eléctrica el ácido fluorhídrico líquido, adicionado de fluoruro de potasio para hacerle conductor.

El aparato en que ha verificado esta operación consiste en un tubo de platino en forma de U, cerrado por tapones de espato fluor, dentro del cual se pone el líquido antes indicado; haciendo pasar por él la corriente de una pila de 25 elementos Bunsen, á la vez que se le somete á una temperatura de —40°, se descompone el ácido fluorhídrico, y el fluor se dirige al reóforo positivo, del que se le da salida por un pequeño tubo de platino, en cuya boca se estudian sus propiedades.

Entre las muchas combinaciones que este cuerpo forma, la más importante es la que origina al unirse con el hidrógeno, ó sea el ácido fluorhídrico.

ÁCIDO FLUORHÍDRICO..... *H Fl.*

77.—Este ácido fué conocido desde el siglo XVII, por la propiedad que tiene de corroer el vidrio; pero su composición no ha sido determinada hasta 1810 por Gay-Lussac y Thenard.

78. Propiedades.—Es un gas incoloro, muy ávido de la humedad, con la que se combina, produciendo humos abundantes. Su densidad es 0,69, y se liquida á —20°. Obra sobre los demás cuerpos casi con igual energía que el fluor, por lo que resulta también muy venenoso y destructor. Los únicos metales que resisten su acción son: el oro, el platino, la plata y, en parte, el plomo. Disuelve perfectamente á la sílice, y por consecuencia ataca al cristal.

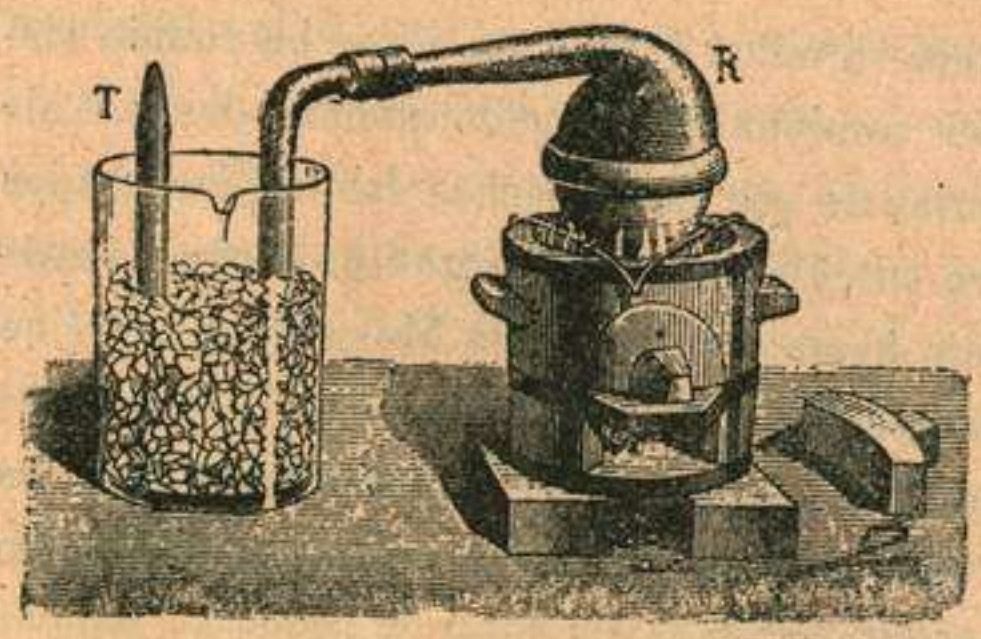


Fig. 16.

79. Obtención.—Se prepara este ácido tratando el espato fluor por el ácido sulfúrico. Elevando la temperatura se verifica la siguiente reacción:

$$\underset{\text{Espato fluor.}}{Ca''\,Fl_2} + \underset{\text{Ácido sulfúrico.}}{SO_4\,H_2} = \underset{\text{Sulfato cálcico.}}{SO_4\,Ca''} + \underset{\text{Ácido fluorhídrico.}}{2H\,Fl}$$

El aparato en que se verifica esta operación consiste en una retorta de plomo, *R* (fig. 16), unida á un tubo del mismo metal, *T*, en forma de U, sumergido en una mezcla frigorífica. Los vapores resultantes de ácido fluorhí-

drico se condensan en dicho tubo, originando un líquido fumante é incoloro, que contiene cierta cantidad de agua procedente del ácido sulfúrico. Este líquido debe guardarse en vasijas de plomo, y mejor de platino, provistas de un tapón que cierre á tornillo, y al manejarle debe cuidarse mucho de que no caiga una gota en las manos, pues produce inmediatamente una úlcera muy dolorosa y de mal carácter.

80. Aplicaciones.—La aplicación más importante de este ácido es para grabar el cristal. Para esta operación se cubre el cristal con un barniz formado de tres partes de cera disuelta en una de aguarrás, y con un punzón se marca sobre aquél el dibujo que se quiere obtener, exponiéndole después á los vapores del ácido fluorhídrico.

Pasado algún tiempo se lava el cristal en agua abundante y se limpia la cera con aguarrás, en cuyo caso aparecerá *en mate* el dibujo que se hizo; si se usa la disolución acuosa de dicho ácido aplicada convenientemente con un pincel, los trazos obtenidos resultan brillantes.

CAPÍTULO III

Metaloides anfígenos.

81.—Forman esta familia el *oxígeno*, *azufre*, *selenio* y *teluro*, cuyo principal carácter consiste en que un volumen de vapor de estos elementos se combina con dos de hidrógeno, para formar dos volúmenes de un compuesto ligeramente ácido ó neutro.

Dichos metaloides son didinamos, puesto que un átomo de los mismos necesita combinarse con dos de hidrógeno para que sus afinidades queden satisfechas.

Las propiedades de estos metaloides, á excepción del oxígeno, son tan semejantes, que en muchos casos pueden reemplazarse unos á otros, y todos los compuestos que forman presentan entre sí grandes analogías. El oxígeno se separa algo en sus caracteres del resto de la familia; pero, sin embargo, tiene gran semejanza en sus funciones químicas con el azufre, hasta el punto que Mr. Dumas dijo de este último que podía considerársele como *oxígeno sólido*.

Todos ellos pueden formar ácidos ó bases, según se combinen con los metaloides ó con los metales, cuya propiedad ha valido á esta familia el nombre que lleva.

OXÍGENO..... $O'' = 16$.

82.—Este cuerpo fué aislado en 1774 por Priestley, calentando el óxido mercúrico. Es uno de los cuerpos más abundantes en la naturaleza, ya libre, como sucede en el aire, ó bien combinado con los demás elementos, formando multitud de cuerpos pertenecientes á los tres reinos.

83. Propiedades físicas.—Es un gas incoloro, sin olor ni sabor, de una densidad poco mayor que la del aire (1,1) y poco soluble en el agua,

cuyo líquido sólo disuelve 0,04 de su volumen. Se liquida á — 130° bajo la presión de 400 atmósferas, produciendo un líquido incoloro más ligero que el agua. Como sucede á todos los gases, es mal conductor del calor y de la electricidad.

84. Propiedades químicas.—El oxígeno presenta una gran fuerza de combinación, y son pocos los elementos con quienes no se combina. Su propiedad característica es la de activar extraordinariamente la combustión, por lo que se le llama *comburente*. El carbón, el azufre, el fósforo y hasta el hierro, arden en su seno con extraordinaria intensidad. Para lograrlo se introducen dichos cuerpos, previamente encendidos, en un frasco que contenga oxígeno, colocándolos en una capsulita de barro, sostenida por un alambre fijo en el corcho que cierra la boca de aquél (fig. 17). Inmediatamente que se hallan en contacto de dicho gas se combinan con él tan rápidamente, que producen una luz sumamente intensa; para hacer arder el hierro se usa un muelle de reloj provisto en su extremo de un trocito de yesca encendida, cuidando en este caso de dejar agua en el fondo del frasco, para que no se rompa al caer fundido el óxido de hierro que se forma. Estas combinaciones, en que se produce calor y luz, reciben el nombre de *combustiones rápidas*, y no sólo se verifican en el oxígeno, sino en algunos otros cuerpos, como el cloro. Cuando el oxígeno se combina lentamente con un cuerpo, no puede hacerse sensible el calor que en dicho fenómeno se origina, por disiparse en el aire á medida que se produce, y en este caso recibe dicha unión el nombre de *combustión lenta;* esto es lo que sucede al exponer el hierro á la acción del aire húmedo.

Fig. 17.

Sometido el oxígeno á los efluvios de un carrete de Ruhmkorff, adquiere propiedades particulares, en cuyo estado recibe el nombre de *ozono* por el olor especial que adquiere.

El ozono ú *oxígeno electrizado* es un estado *alotrópico* del oxígeno, que parece resultar de la condensación de sus moléculas. Tiene una densidad de 1,68 y se liquida más fácilmente que el oxígeno. Es más oxidante que éste y se combina por esta razón con más facilidad con los cuerpos. Descompone el yoduro potásico, dejando el yodo en libertad, reacción que sirve para reconocerle. Existe en la atmósfera como producto de las tormentas, y se admite que á este cuerpo debe su color azul el aire.

85. Obtención del oxígeno.—1.° *Por el óxido rojo de mercurio.*—Calentando en una retorta, *R*, el óxido mercúrico, se descompone en mercurio, que se condensa en las partes frías del aparato (fig. 18), y en oxígeno, que se recoge en la probeta *P*, colocada sobre la cuba hidroneumática. La reacción que tiene lugar en esta operación es la siguiente:

$$\underset{\text{Óxido mercúrico.}}{2\,Hg\,O} = \underset{\text{Mercurio.}}{2\,Hg} + \underset{\text{Oxígeno.}}{O_2}$$

Este procedimiento, aunque es muy sencillo, resulta caro, por lo que rara vez se usa.

2.° *Por la acción del calor sobre el clorato potásico.*—Esta sal tiene la propiedad de desprender todo su oxígeno por la acción del calor, convir-

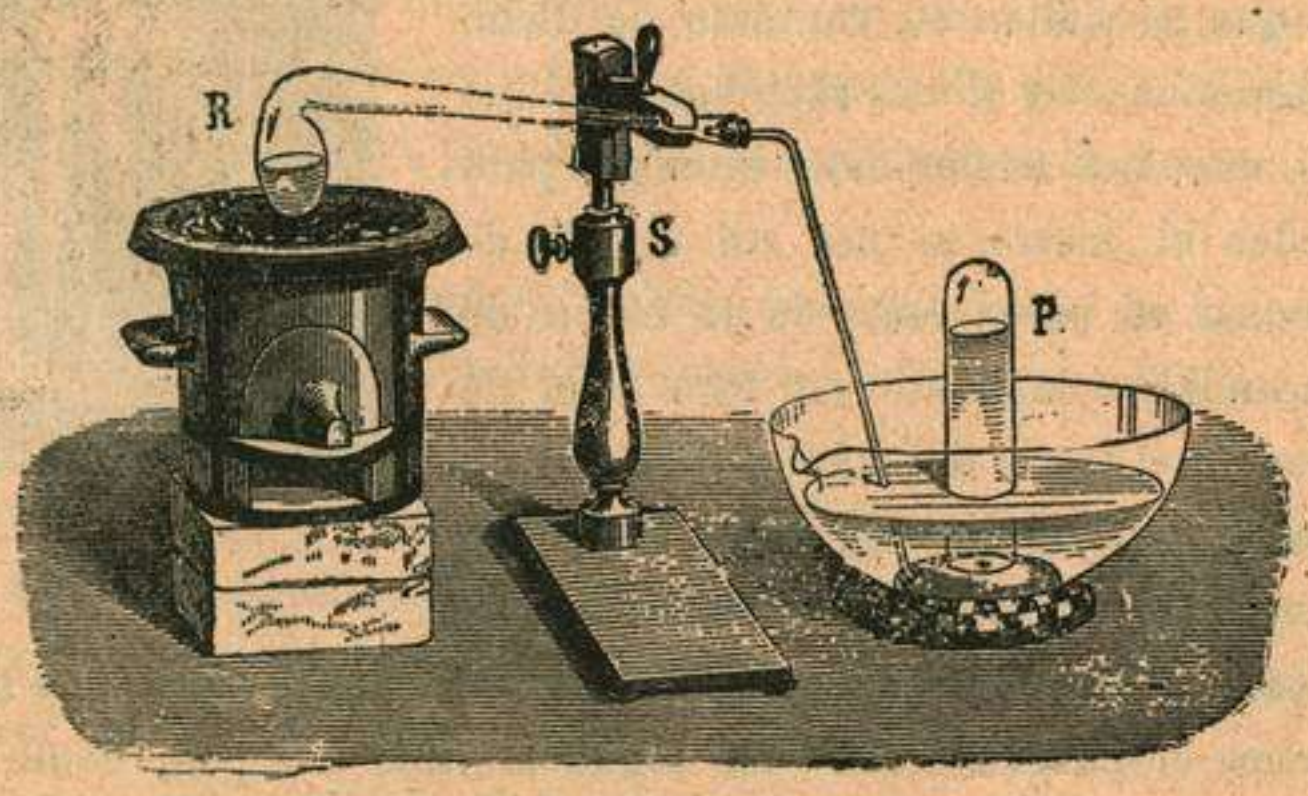


Fig. 18.

tiéndose en cloruro potásico, por lo que resulta este método económico y muy sencillo. El aparato usado en este caso es idéntico al anterior, y en él se verifica la siguiente reacción:

$$\underset{\text{Clorato potásico.}}{2\,K\,Cl\,O_3} = \underset{\text{Cloruro potásico.}}{2\,K\,Cl} + \underset{\text{Oxígeno.}}{3\,O_2}$$

A fin de producir la descomposición regular de dicha sal, conviene mezclarla con una tercera parte de bióxido de manganeso, pues de otro modo el clorato se transforma primeramente en perclorato potásico, y luego, al elevar más la temperatura, se descompone éste rápidamente, ocasionando á veces la explosión de la retorta.

86. Aplicaciones.—Se usa con frecuencia en Química este metaloide,

para oxidar y transformar diferentes cuerpos. También se emplea para obtener elevadas temperaturas combinándole con el hidrógeno; en este caso hay que tener la precaución de no mezclar ambos gases sino en el punto que se forma la llama, lo que se consigue por medio del soplete de Newmann, pues de otro modo podría haber una fuerte explosión.

En Medicina se usa algo en inhalaciones y disuelto en el agua, á cuyo líquido llaman algunos impropiamente *agua oxigenada*. En las necesidades de la vida se aprovecha continuamente el calor que produce al combinarse con los diferentes cuerpos combustibles. Por último, el oxígeno representa un papel importantísimo en la vida de los seres orgánicos, pues á la presencia de este gas en el aire deben su *respiración* tanto los animales como los vegetales.

AGUA..... $H_2 O$.

87.—Este cuerpo, por su excepcional importancia en la Naturaleza, ha sido objeto de continuos estudios desde los primeros tiempos de la Alquimia. Sin embargo, hasta fines del siglo XVIII se creyó que era un cuerpo simple ó *elemento;* pero Cavendish demostró en 1781 que podía obtenerse por la combustión del hidrógeno en el aire. Después, Lavoisier, Gay-Lussac y Humboldt probaron que resultaba de la combinación de dos volúmenes de hidrógeno con uno de oxígeno.

El agua se presenta abundante en los tres estados sólido, líquido y gaseoso, y forma además parte de un gran número de cuerpos, tanto orgánicos como inorgánicos.

88. Propiedades físicas.—Este cuerpo afecta el estado sólido á temperaturas inferiores á 0°, formando en este caso el hielo, la nieve, el granizo y la escarcha; es líquido entre 0° y 100° á la presión ordinaria, constituyendo los arroyos, fuentes, ríos y la inmensidad de los mares, y toma el estado de vapor á temperaturas superiores á 100°; sin embargo, se encuentra en este último estado á todas temperaturas mezclada con el aire.

En estado líquido y en pequeña masa es incolora, pero adquiere matices verdosos y azulados si se la observa en gran cantidad, como sucede en los mares. El agua tiene la propiedad de disolver multitud de cuerpos, tanto sólidos como líquidos y gaseosos. Cristaliza en prismas exagonales, y al verificarlo aumenta su volumen; su máxima densidad tiene lugar á + 4°, y en estas circunstancias sirve de unidad para determinar el peso específico de los cuerpos sólidos y líquidos.

El agua no existe en la Naturaleza completamente pura, por llevar en

disolución muchos de los cuerpos que encuentra á su paso; y aunque el agua de lluvia, efecto de su procedencia, carece de substancias fijas, contiene disueltos los elementos que constituyen el aire.

89. Clasificación de las aguas.—Atendiendo á la cantidad y naturaleza de las substancias que el agua tiene en disolución, se las ha dividido en *potables* y *no potables* ó *crudas*.

Son aguas potables aquellas que sirven para la alimentación, y se las reconoce fácilmente por los siguientes caracteres: Deben ser frescas, sin olor y de un gusto agradable; han de cocer fácilmente las legumbres y disolver bien el jabón, y, por último, deben estar aireadas y tener en disolución sales calizas en pequeña cantidad.

Las aguas que contienen disueltas bastantes materias salinas reciben el

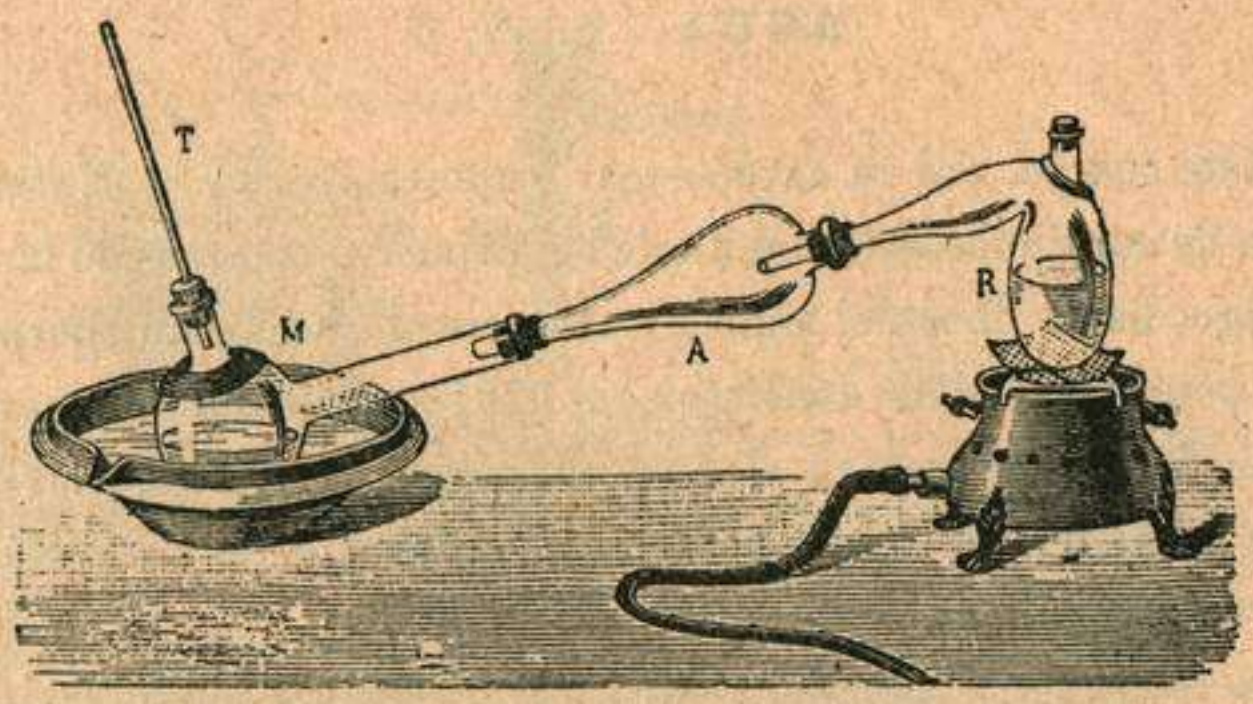


Fig. 19.

nombre de *minerales*, y, según la composición de dichas sales, se llaman aquéllas *sulfurosas*, *ferruginosas*, *carbonatadas*, etc.

90. Purificación del agua.—Como quiera que las aguas naturales contienen siempre substancias extrañas, es necesario en Química purificarlas, si han de servir para los muchos usos á que se destina este líquido. El medio más sencillo consiste en evaporarlas por medio del calor y condensar los vapores producidos, operación que recibe el nombre de *destilación*. Ésta se efectúa fácilmente por medio del aparato representado en la figura 19, que consiste en una retorta de cristal, *R*, puesta en comunicación con un matraz, *M*, por medio de la alargadera *A*. Haciendo hervir el agua en dicha retorta, y rodeando de agua fresca el matraz, se condensan en él los vapores que aquélla produce, de donde se puede recoger de cuando en cuando el agua destilada. Deben, sin embargo, despreciarse en esta operación las pri-

meras porciones que se obtengan, porque llevan en disolución las materias volátiles que pudiera tener el agua empleada. A su vez, debe también suspenderse la destilación cuando se hayan obtenido las tres cuartas partes del agua puesta en la retorta, pues al final de la operación pueden descomponerse las sales que se van concentrando en el resto del líquido, efecto del aumento consiguiente de temperatura.

Para obtener económicamente grandes cantidades de agua destilada se usa el *alambique*, descrito en el núm. 460 de los *Elementos de Física*.

Se reconoce la pureza del agua destilada en que no deja residuo cuando se evapora sobre una lámina de platino, ni tampoco debe producir *precipitado* alguno tratada por los reactivos que en Química se usan.

91. Propiedades químicas del agua—Este líquido es uno de los compuestos más estables bajo la acción del calor, y sólo á temperaturas superiores á 2.000° se disocian sus elementos. Sin embargo, muchos metales la descomponen hasta en frío, apoderándose de su oxígeno y dejando el hidrógeno en libertad.

El agua se conduce en las combinaciones que forma con los demás cuerpos, ya como un ácido débil al unirse á las bases poderosas, ó bien como una base débil al combinarse con los ácidos enérgicos.

Dijimos también, al hablar de la estructura de las moléculas, que es uno de los tipos más usados en Química, de cuya molécula, ya sencilla ó condensada, se derivan muchos compuestos. Sin embargo, algunos químicos refieren el tipo agua al tipo hidrógeno $= \left.\begin{matrix} H \\ H \end{matrix}\right\}$, admitiendo para esto la existencia de un radical hipotético, HO, llamado *oxhidrilo*, que funciona como cuerpo monodinamo; en este supuesto, el agua sería un *hidruro de oxhidrilo* $= \left.\begin{matrix} HO \\ H \end{matrix}\right\}$.

El agua se combina también directamente con muchos cuerpos, cambiando notablemente sus propiedades físicas y químicas. Si esta unión tiene lugar con un cuerpo simple, como el cloro, recibe la combinación el nombre de *hidrato;* si aquélla se verifica con un ácido, se dice que éste se halla *hidratado;* y si dicho ácido se disuelve en gran cantidad de agua, recibe el líquido resultante la denominación de *agua acidulada*. Muchas sales necesitan cierto número de moléculas de agua para cristalizar, cuyo líquido, llamado *agua de cristalización*, forma parte integrante de la molécula de la sal; si aquél desaparece por evaporación, la sal se *efloresce* ó reduce á polvo.

92. Análisis y síntesis del agua.—El método más sencillo para averiguar la composición química del agua consiste en descomponerla en el

voltámetro por medio de la corriente eléctrica (fig. 20). En este caso, se observa que dicho líquido está constituído por *dos volúmenes* de hidrógeno y *uno* de oxígeno.

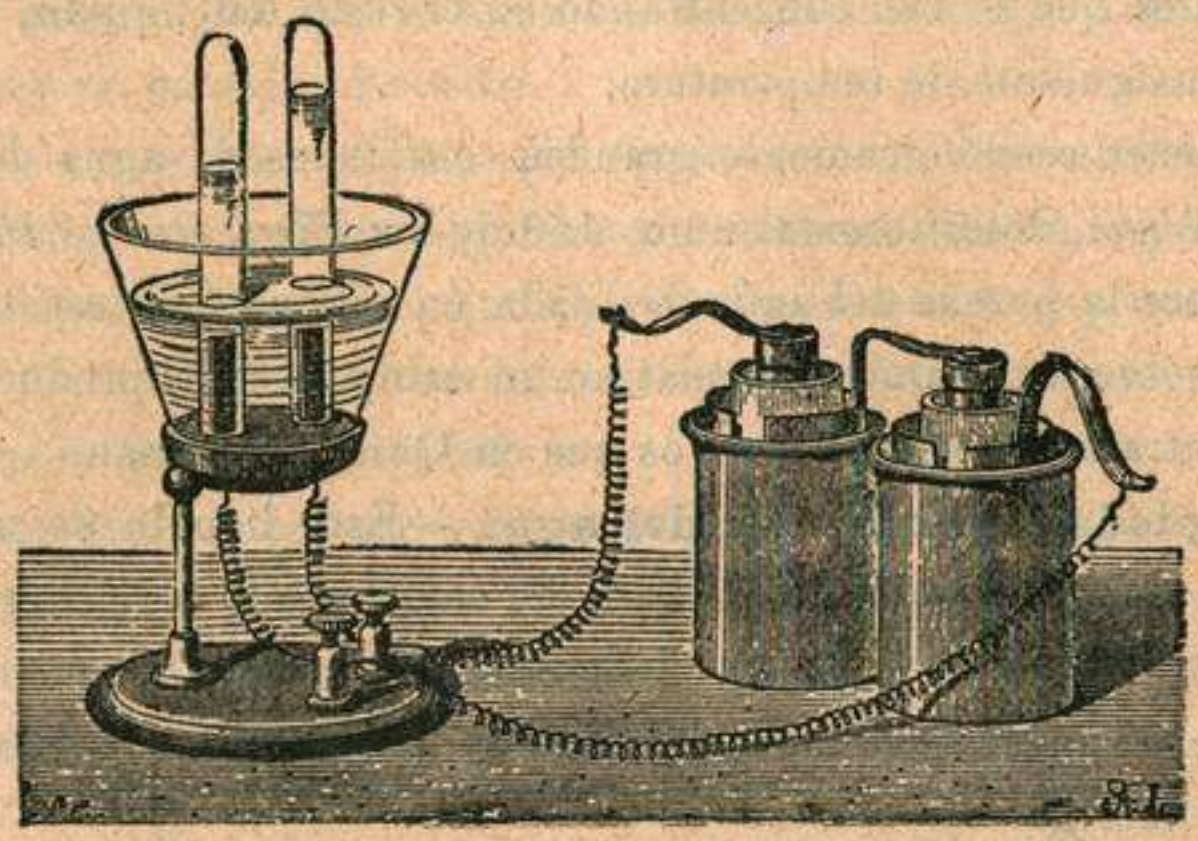


Fig. 20.

La síntesis del agua se verifica también fácilmente con el auxilio del *eudiómetro* (fig. 21). Después de introducir en este aparato dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno, se hace saltar en su interior una chispa eléctrica, en cuyo caso se combinan dichos gases sin dejar residuo alguno. Si se eleva á 100° la temperatura del eudiómetro, para evitar la condensación del vapor de agua que se forma, se observará que el volumen de dicho vapor es *dos;* luego *dos volúmenes de vapor de agua provienen de la combinación de dos de hidrógeno con uno de oxígeno.*

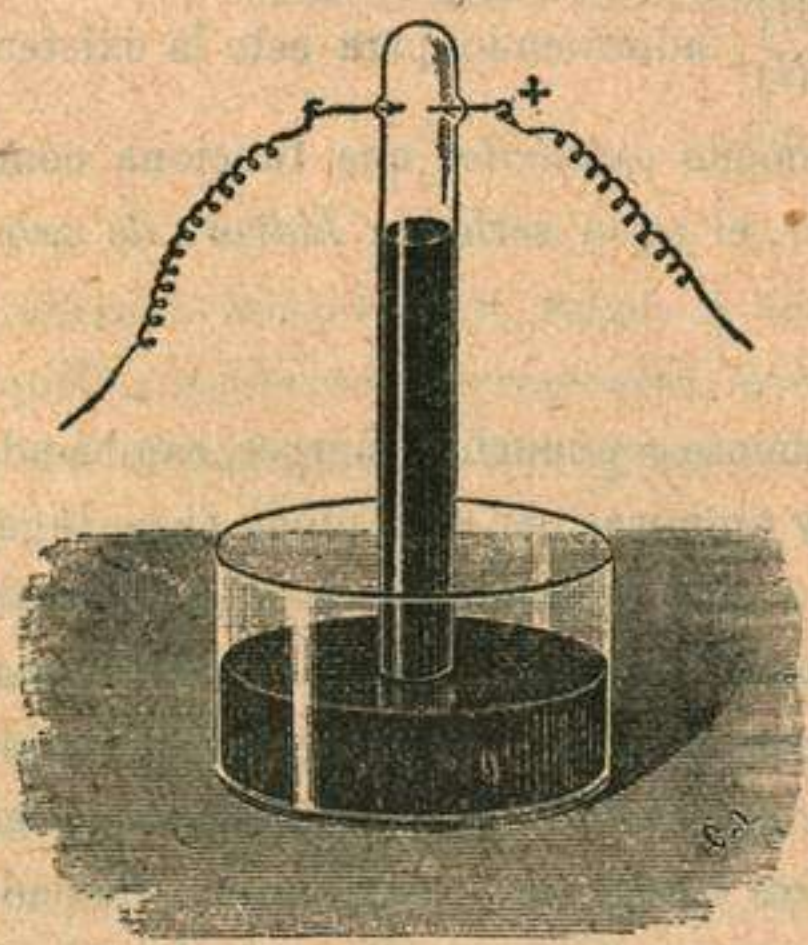


Fig. 21.

93. Aplicaciones.—Son innumerables las que tiene este líquido, tanto en los usos comunes de la vida, como en la industria y laboratorios de Química, aprovechándose en general su gran poder disolvente para transformar en líquidos multitud de cuerpos sólidos.

COMBINACIONES DEL OXÍGENO CON EL CLORO

94.— Los diferentes compuestos que forma el cloro al combinarse con el oxígeno son los siguientes:

Anhidrido hipocloroso.....	$Cl_2\ O$
» cloroso.....	$Cl_2\ O_3$
Peróxido de cloro.....	$Cl_2\ O_4$

Los dos primeros, reaccionando con el agua, producen los ácidos hipocloroso ($Cl\ OH$) y cloroso ($Cl\ O_2\ H$), y además se conocen los ácidos clórico ($Cl\ O_3\ H$) y perclórico ($Cl\ O_4\ H$), cuyos anhidridos no se han podido aislar.

El más importante de dichos cuerpos es el ácido hipocloroso, por originar los *hipocloritos alcalinos* al reaccionar con los álcalis. Dichos hipocloritos son muy usados en la industria por sus propiedades descolorantes y desinfectantes, debidas á la facilidad con que desprenden el cloro y oxígeno que contienen, bajo el influjo del anhidrido carbónico del aire ó la acción de los ácidos; sin embargo, por razón de economía nunca se usan puros los hipocloritos, sino una mezcla de los mismos con el cloruro correspondiente. El que más se emplea, por su bajo precio, en la desinfección y descoloramiento de las materias vegetales, es el llamado *cloruro de cal*, que es una mezcla de hipoclorito y cloruro de esta base.

Según Mr. Kolb, los efectos descolorantes y desinfectantes de estos cuerpos son debidos á la *oxidación* y destrucción consiguiente que sufren las materias á que se aplican, por el cloro que aquéllos desprenden, cuyo gas dijimos (58) que *en presencia de la humedad* obra como un oxidante enérgico. La reacción que tiene lugar al obrar sobre el cloruro de cal el anhidrido carbónico del aire es la siguiente:

$$\underset{\text{Hipoclorito cálcico.}}{Ca\ O\ Cl_2} + \underset{\text{Anhidrido carbónico.}}{CO_2} = \underset{\text{Carbonato cálcico.}}{CO_3\ Ca} + \underset{\text{Cloro.}}{Cl_2}$$

El cloruro cálcico que acompaña á dicho cuerpo no toma parte en la reacción.

Sigue en importancia al ácido hipocloroso el ácido clórico, por unirse á las bases alcalinas formando los *cloratos*, muy usados en Química por la facilidad con que desprenden su oxígeno bajo la acción del calor.

AZUFRE..... $S'' = 32$.

95. — Este cuerpo, como quiera que se encuentra libre en los terrenos volcánicos, fué conocido desde la más remota antigüedad. Existe, además, formando parte de muchos compuestos, tanto orgánicos como inorgánicos, y tiene una importancia excepcional en la Química.

96. Propiedades físicas. — Es un cuerpo sólido, de color amarillo de limón, por más que en circunstancias especiales puede variar aquél desde el blanco sucio hasta el pardo obscuro. Por fusión cristaliza en *prismas oblicuos*, y por disolución en *octaedros*, siendo, por lo tanto, un cuerpo dimorfo. Es inodoro, pero adquiere un olor especial cuando se le frota, electrizándose á la vez negativamente. Es insoluble en el agua, y por consecuencia insípido, pero se disuelve en el alcohol, éter, bencina, y especialmente en el sulfuro de carbono. Es frágil y mal conductor del calor, por lo que al calentarle se rompen los cristalitos que forman sus diferentes capas, efecto de su desigual dilatación, y producen un crujido especial.

Se funde á la temperatura de 114°,5, y da lugar á un líquido amarillento muy fluido, el que se obscurece y espesa á medida que aumenta el calor, tanto que á los 250° puede volcarse el crisol donde esté contenido sin que el azufre se derrame. Aumentando la temperatura hasta los 300° recobra otra vez su fluidez, y á 440 hierve, produciendo vapores rojizos. Si en estas condiciones se le enfría bruscamente, vertiéndole poco á poco en una vasija con agua, se solidifica, formando una masa muy elástica de color pardo, llamada *azufre plástico*. Tanto esta variedad como el *azufre prismático*, se transforman espontáneamente con el tiempo en *azufre común* ú *octaédrico*.

97. Propiedades químicas. — Este metaloide obra unas veces como comburente, y otras como combustible. En efecto: puesto en ignición en una atmósfera de oxígeno, arde con una llama azulada, produciendo anhidrido sulfuroso; en cambio, arden en su vapor algunos cuerpos, como el hierro y el cobre, originando los sulfuros correspondientes. Se combina con la mayor parte de los elementos químicos, desempeñando unas veces el papel de cuerpo electro-positivo (*cloruros de azufre*), y otras el de cuerpo electro-negativo (*sulfuros metálicos*). A la temperatura ordinaria no se altera en contacto del oxígeno del aire.

98. Extracción. — Se obtiene fácilmente el azufre calentando las *tierras azufrosas*, con las que se encuentra mezclado. En este caso se separa al azufre fundido del resto de aquéllas, y se recoge después, haciéndole caer en va-

sijas que contienen agua fresca. Este método, á pesar de su sencillez, sólo puede usarse en países como Sicilia, donde abundan mucho dichas tierras, pues se pierde en él un 25 por 100 de azufre, y éste resulta, además, con muchas impurezas.

En Pouzzoles se sigue otro procedimiento mucho mejor, que consiste en echar las tierras azufrosas en unas vasijas de barro, *P*, de forma análoga á los cántaros (fig. 22), colocadas dos á dos dentro de un horno de galera, *G*. Dichas vasijas comunican, por medio de unos tubos de arcilla, con otras iguales, *O*, situadas en el exterior, en las que se condensan los vapores de azufre

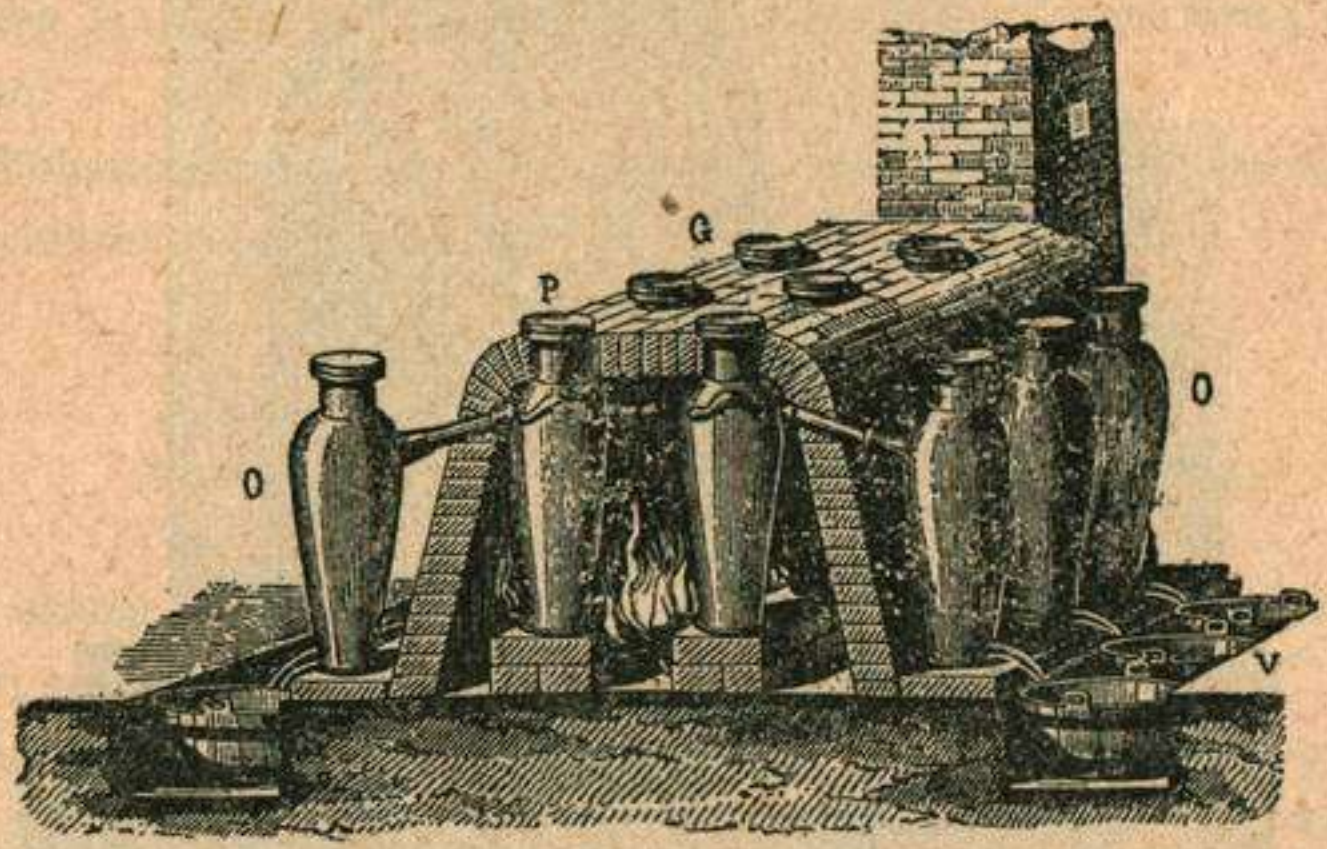


Fig. 22.

procedentes de las primeras; de cuando en cuando se vierte el azufre líquido en unas tinas de madera, en las que se solidifica al contanto del agua fría que aquéllas contienen.

El producto obtenido por ambos procedimientos recibe el nombre de *azufre bruto*, por contener todavía materias terrosas, y para privarle de ellas se le *refina*, operación que consiste en destilarle, recogiendo después sus vapores en un recinto frío. La operación se practica en una gran cámara de fábrica (fig. 23), á la que van á parar los vapores de azufre producidos por la evaporación de este líquido colocado en el cilindro *A*. Este cilindro recibe el calor de un hornillo situado debajo, cuyo combustible calienta y funde el azufre bruto que tiene la caldera *P*, de la que sale un tubo para dejar caer en dicho cilindro el azufre fundido. Al penetrar los vapores de azufre en la cámara se condensan en forma de polvo finísimo, originando la *flor de azufre;* después de algún tiempo se eleva la temperatura de dicha cámara por el calor que desprende el azufre al condensarse, y entonces se liquida éste en

aquélla, reuniéndose en uno de sus lados, hacia donde está inclinado el suelo Por último, se vierte en moldes de madera húmeda, *F*, en los que se solidifica y toma la forma de cilindro en que generalmente se expende en el comercio.

99. Aplicaciones.—El azufre se usa en la industria en cantidades fabulosas, principalmente en la fabricación de la pólvora, y también se emplea

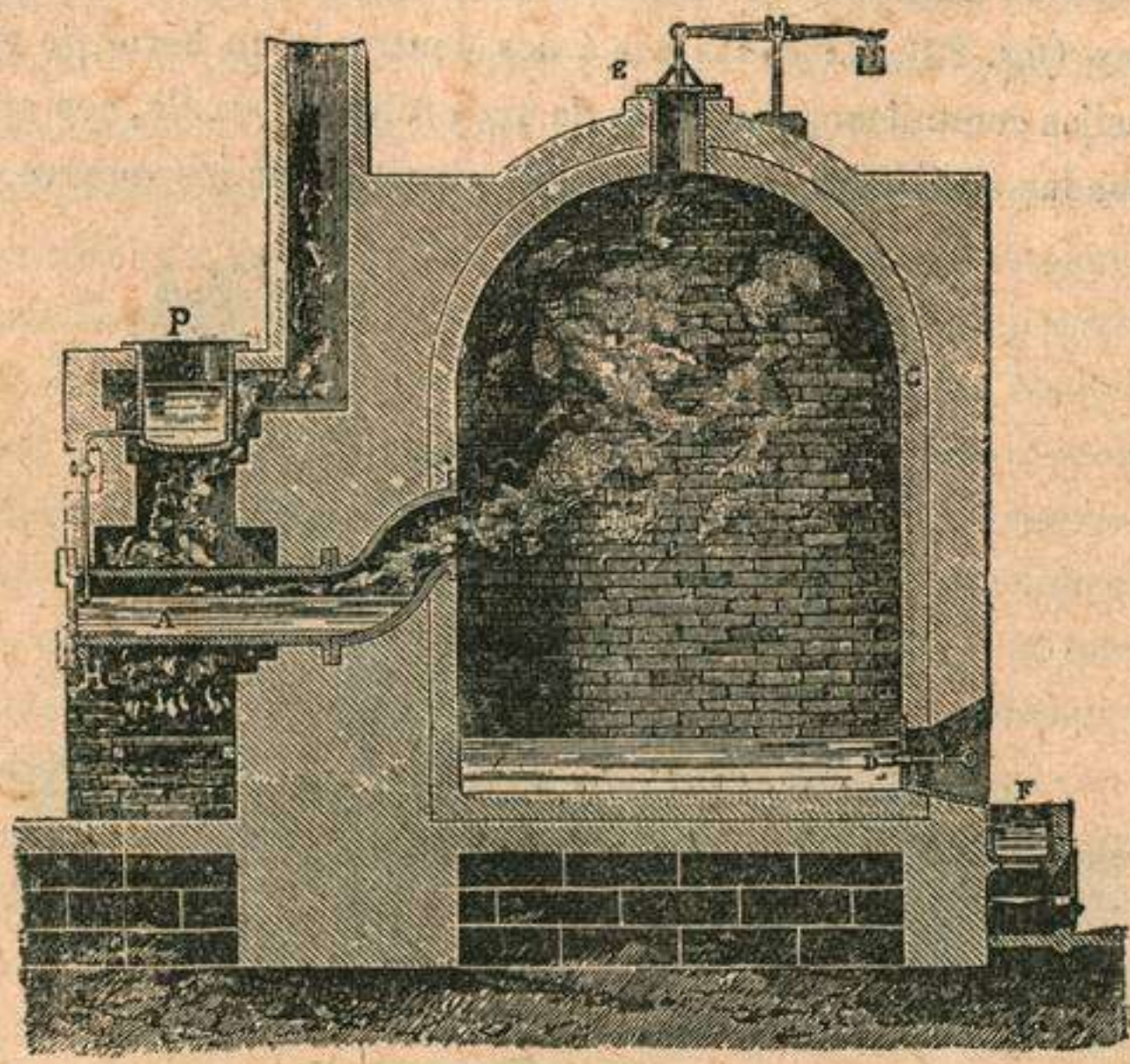


Fig. 23.

mucho en la Agricultura para combatir alguna enfermedad de la vid. La Medicina usa, á su vez, este cuerpo en la curación de ciertas enfermedades cutáneas.

ÁCIDO SULFHÍDRICO..... H_2S.

100.—Parece que el primer químico que conoció este cuerpo fué Rouelle; pero el estudio de sus propiedades se debe á Scheele, Berthollet y otros. Se le conoce además con los nombres de *hidrógeno sulfurado*, *sulfido-hídrico* y *ácido hidrosulfúrico*.

Se encuentra libre en la Naturaleza, disuelto en algunas aguas llamadas sulfhídricas (impropiamente sulfurosas), y forma parte de los gases que se desprenden en los volcanes, así como en los productos de la descomposición de los cuerpos orgánicos sulfurados.

101. Propiedades.—Este cuerpo es gaseoso á la temperatura ordinaria, incoloro y con un olor insoportable á huevos podridos. Se liquida á 0° bajo la presión de 16 atmósferas, produciendo un líquido incoloro. El agua disuelve unos cuatro volúmenes de este gas, y el alcohol llega á disolver 17 veces su volumen. Es sumamente venenoso, y aun respirado en pequeñas cantidades produce graves trastornos en el organismo.

Considerado químicamente, obra como un ácido débil, cuyo hidrógeno puede ser sustituído por los metales, originando los sulfuros. Es un gas combustible, pero apaga los cuerpos en combustión. Se descompone bajo la acción del oxígeno del aire y la humedad, precipitando su azufre en forma de polvo blanquizco.

102. Obtención.—Este gas se prepara tratando el sulfuro ferroso por el ácido clorhídrico, según manifiesta la siguiente reacción:

$$\underset{\text{Sulfuro ferroso.}}{Fe''\,S} + \underset{\text{Ácido clorhídrico.}}{2\,H\,Cl} = \underset{\text{Cloruro ferroso.}}{Fe''\,Cl_2} + \underset{\text{Ácido sulfhídrico.}}{H_2\,S}$$

Puede usarse en esta operación en vez del ácido clorhídrico el sulfúrico diluído en agua.

El aparato con que se prepara este cuerpo es el mismo que sirve para la obtención del hidrógeno (fig. 9.ª). Poniendo el sulfuro ferroso en el frasco *A*, y añadiendo por el tubo de seguridad *B* ácido sulfúrico diluído, comienza en frío la reacción antes indicada.

Para obtener una corriente de este gas en el momento que sea necesaria, puede emplearse el aparato descrito en la figura 11, sustituyendo el zinc usado en aquél por el sulfuro ferroso groseramente molido; debe además reemplazarse el tubo metálico *L* por otro de cristal, pues el ácido sulfhídrico le destruiría en poco tiempo.

La disolución acuosa de este cuerpo se obtiene por medio del aparato de Woolf, representado en la figura 14, teniendo cuidado de usar agua destilada y recientemente hervida para evitar la descomposición de este gas.

103. Aplicaciones. — Se emplea mucho en análisis química para precipitar varios metales al estado de sulfuros; en las artes se usa también para cubrir la superficie de algunos metales de una *patina* agrisada. En Medicina se emplean los baños de este gas, disuelto en el agua, para combatir el humor herpético.

COMPUESTOS DEL AZUFRE Y OXÍGENO

El azufre, combinándose con el oxígeno, forma una dilatada serie de compuestos, de los cuales son muy importantes los siguientes:

Anhidrido sulfuroso..... SO_2
» sulfúrico..... SO_3

Reaccionando estos anhidridos con el agua, forman los siguientes compuestos:

Acido sulfuroso..... $SO_3 H_2$
» sulfúrico..... $SO_4 H_2$

ANHIDRIDO SULFUROSO..... SO_2

104.—El conocimiento de este cuerpo es muy antiguo, pero su estudio completo se debe á Priestley, Lavoisier y Berthollet. Se presenta libre en la Naturaleza como producto de las erupciones volcánicas, y también se halla combinado y disuelto en algunas aguas, formando el ácido sulfuroso.

105. Propiedades.—El anhidrido sulfuroso es un gas incoloro, de un olor sofocante á *pajuelas quemadas*, y soluble en el agua á razón de 80 volúmenes por uno de dicho líquido. Su densidad es 2,22 comparada con la del aire, y se liquida á —10° bajo la presión atmosférica, produciendo un líquido muy movible de 1,45 de densidad.

Este gas no es comburente ni combustible, y obra en presencia del agua y del aire como cuerpo reductor, apoderándose del oxígeno para formar ácido sulfúrico; efecto de esto descolora ciertos cuerpos, pero sin destruir la materia colorante, como puede probarse introduciendo en este gas una flor encarnada, que después de palidecer puede volverse á su primitivo color lavándola con ácido sulfúrico diluído.

Las afinidades de este cuerpo no están totalmente satisfechas, quedando libres en su molécula dos dinamicidades, como puede verse examinando la estructura de aquélla:

$$-O''-S''-O''-;$$

por esta razón obra en las reacciones como un radical didinamo, llamado *sulfurilo*.

106. Preparación.—Se prepara este gas en los laboratorios desoxidando el ácido sulfúrico por el mercurio ó el cobre, según manifiesta la siguiente igualdad:

$$2\,SO_4\,H_2 + Cu'' = SO_4\,Cu'' + 2\,H_2\,O + SO_2$$

Ácido sulfúrico. Cobre. Sulfato cúprico. Agua. Anhidrido sulfuroso.

El aparato en que se realiza la operación es el que representa la figura 24,

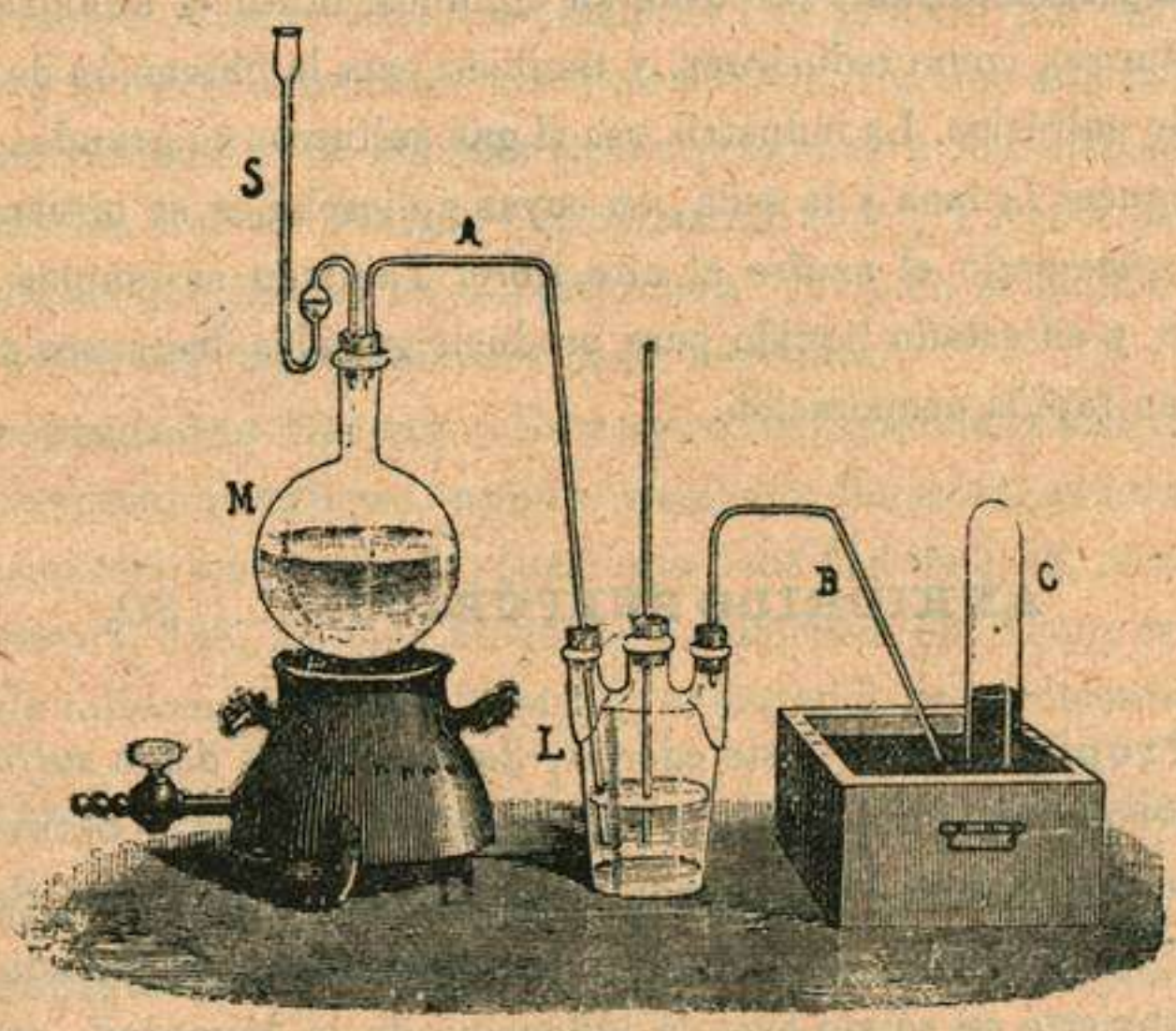


Fig. 24.

compuesto de un matraz, *M*, unido por intermedio de un frasco lavador, *L*, á la cuba hidrargiro-neumática, en la que se coloca una campana, *C*, para recoger el gas obtenido. Echando en el matraz torneaduras de cobre y ácido sulfúrico, empieza la reacción tan luego como se eleva la temperatura de aquél.

Pra obtener agua saturada de este gas no hay más que hacer pasar por el aparato de Woolf (fig. 14) una corriente del mismo, cuidando de poner en los frascos agua recientemente hervida para que no contenga aire disuelto.

ÁCIDO SULFUROSO..... $SO_3\,H_2$

107.—Disolviendo el anhidrido sulfuroso en el agua, adquiere este líquido propiedades ácidas, las que pueden neutralizarse por las bases alcalinas, en cuyo caso resultan unas sales llamadas *sulfitos*. Se admite que estas sales

están constituídas por el ácido sulfuroso, el cual resultaría en este caso de unirse el anhidrido sulfuroso á una molécula de agua:

$$SO_2 + H_2 O = SO_3 H_2$$

Este ácido no ha podido aislarse todavía, pero se conocen varias de las sales que forma.

108. Aplicaciones.—Se usan en Química, tanto el anhidrido como el ácido sulfuroso, como reductores, y también para la obtención de los sulfitos y del ácido sulfúrico. La industria usa el gas sulfuroso en grandes cantidades para blanquear la lana y la seda, en cuyas aplicaciones se obtiene económicamente quemando el azufre al aire libre. También se emplea como desinfectante, y en estado líquido para producir grandes descensos de temperatura por su rápida evaporación.

ANHIDRIDO SULFÚRICO..... SO_3

109. Propiedades.—Este cuerpo, llamado antes *ácido sulfúrico anhidro*, fué reconocido primeramente por Vogel, y después le obtuvieron Doebereiner y Bussy, completando por último su estudio Weber. Según estos químicos, dicho cuerpo es líquido á la temperatura de 15° cuando está puro; pero se convierte en sólido bajo la influencia de la humedad, cristalizando en agujas sedosas parecidas al amianto. Se funde á 25° y se volatiza á los 52,6. Es muy ávido del agua, en cuyo líquido se disuelve, produciendo al caer un ruido análogo al de un hierro candente; se descompone por la acción del calor en oxígeno y anhidrido sulfuroso.

110. Preparación.—Puede obtenerse este cuerpo combinando directamente el oxígeno y el anhidrido sulfuroso bajo la acción del calor y la *esponja de platino:*

$$SO_2 + O = SO_3$$

Generalmente se prepara destilando el *ácido sulfúrico de Nordhausen*, cuyo líquido, bajo la acción del calor, se desdobla en anhidrido sulfúrico y ácido sulfúrico:

$$\underset{\text{Acido de Nordhausen.}}{S_2 O_7 H_2} = \underset{\text{Ácido sulfúrico.}}{SO_4 H_2} + \underset{\text{Anhidrido sulfúrico.}}{SO_3}$$

El anhidrido sulfúrico es muy interesante bajo el punto de vista científi-

fico, pero carece de aplicaciones. Sólo puede conservarse en tubos de cristal cerrados con la lámpara de esmaltar.

ACIDO SULFÚRICO..... $SO_4 H_2$

111, — Este cuerpo es conocido desde el siglo x, y desde entonces ha sido objeto de constantes estudios por parte de los alquimistas y químicos modernos. El monje Basilio Valentín (siglo xv) le preparó por medio del *vitriolo verde* y le dió el nombre de *aceite de vitriolo*, con que aún se le conoce.

Se encuentra disuelto en algunas aguas próximas á los volcanes, siendo una de ellas las del *río Vinagre* (América del Sur), y forma parte de los muchos sulfatos que existen en la Naturaleza. También se halla en algunos productos orgánicos, tanto animales como vegetales.

112. Propiedades físicas.—Este cuerpo es líquido á la temperatura ordinaria, de aspecto oleaginoso, incoloro y sin olor. Su sabor, aun muy diluído en agua, es excesivamente ácido; tiene una densidad de 1,85, se solidifica á —34° y hierve á 338. Es muy ávido de la humedad, por lo que es muy difícil obtenerle tal como indica su fórmula, presentando generalmente el del comercio un exceso de agua equivalente á $\frac{1}{12}$ de molécula; en este grado de concentración marca 66° del areómetro de Baumé.

113. Propiedades químicas —Es uno de los ácidos más enérgicos que se conocen, y á temperaturas inferiores á 300° desaloja de sus combinaciones á los demás ácidos.

Una sola gota de ácido sulfúrico disuelta en un litro de agua, comunica á este líquido propiedades marcadamente ácidas. Se combina con una y dos moléculas de agua, formando el ácido sulfúrico monohidratado y el bihidratado; al verificarse estas combinaciones se desarrolla una gran cantidad de calor, por lo que deben mezclarse estos cuerpos con precaución y agitando constantemente el líquido. Añadiendo á dichos ácidos mayor cantidad de agua, se obtiene el agua acidulada de que tanto uso se hace en Física y en Química.

Ataca este ácido, sobre todo en caliente, á casi todos los metales, exceptuándose tan sólo el oro y el platino, y, cuando aquél está diluído, el plomo.

El ácido sulfúrico, efecto de su gran afinidad para con el agua, determina la unión del oxígeno é hidrógeno de las substancias orgánicas, y se combina con el agua resultante, dejando en libertad el carbono que dichos cuerpos contienen; ésta es la causa de que se ennegrezca con el tiempo el ácido sulfúrico del comercio, pues es imposible evitar que penetren en los frascos

donde se guarda substancias orgánicas, que sufren la indicada descomposición. Por esta misma razón es un veneno muy violento, puesto que destruye inmediatamente los tejidos por donde pasa.

114. Preparación.—Este ácido es un producto puramente industrial, y nunca se prepara en los laboratorios. El fundamento de su obtención descansa en las reacciones siguientes:

1.ª El anhidrido sulfuroso se transforma en ácido sulfúrico en presencia del ácido nítrico, convirtiendo á éste en peróxido de nitrógeno.

$$\underset{\text{Anhidrido sulfuroso.}}{SO_2} + \underset{\text{Ácido nítrico.}}{2\,NO_3H} = \underset{\text{Ácido sulfúrico}}{SO_4H_2} + \underset{\text{Peróxido de nitrógeno.}}{N_2O_4}$$

2.ª Dicho peróxido de nitrógeno, en presencia del agua, obra como oxidante, y convierte en ácido sulfúrico otra nueva cantidad de anhidrido sulfuroso, quedando reducido él á óxido nítrico.

$$\underset{\text{Peróxido de nitrógeno.}}{N_2O_4} + \underset{\text{Agua.}}{2\,H_2O} + \underset{\text{Anhidrido sulfuroso.}}{2\,SO_2} = \underset{\text{Ácido sulfúrico.}}{2\,SO_4H_2} + \underset{\text{Óxido nítrico.}}{N_2O_2}$$

3.ª El óxido nítrico, en contacto del oxígeno del aire, se transforma de nuevo en peróxido de nitrógeno.

$$\underset{\text{Óxido nítrico.}}{N_2O_2} + \underset{\text{Oxígeno.}}{O_2} = \underset{\text{Peróxido de nitrógeno.}}{N_2O_4}$$

Resulta, por lo tanto, que en presencia del aire y vapor de agua, con una cantidad determinada de ácido nítrico se pueden transformar en ácido sulfúrico cantidades teóricamente indefinidas de anhidrido sulfuroso.

Esta serie de reacciones se verifica en la industria en unos departamentos forrados interiormente de plomo, llamados por esto *cámaras de plomo*. Á ellas se hace llegar de una manera conveniente ácido nítrico, aire, vapor de agua y anhidrido sulfuroso, obtenido generalmente por la combustión del azufre ó por la tostación de las piritas de cobre ó hierro.

Pueden imitarse en los laboratorios las reacciones que tienen lugar en las cámaras de plomo, haciendo llegar á un gran globo de cristal que tenga un poco de agua caliente (fig. 25), gas sulfuroso procedente del matraz *B*, vapores nitrosos obtenidos en el frasco bitubulado *C*, y aire que se insufla de uando en cuando por el tubo *D*. Después de funcionar algún tiempo este

aparato, puede comprobarse que el agua del globo contiene una proporción notable de ácido sulfúrico.

El ácido obtenido en las cámaras de plomo contiene un exceso de agua, y

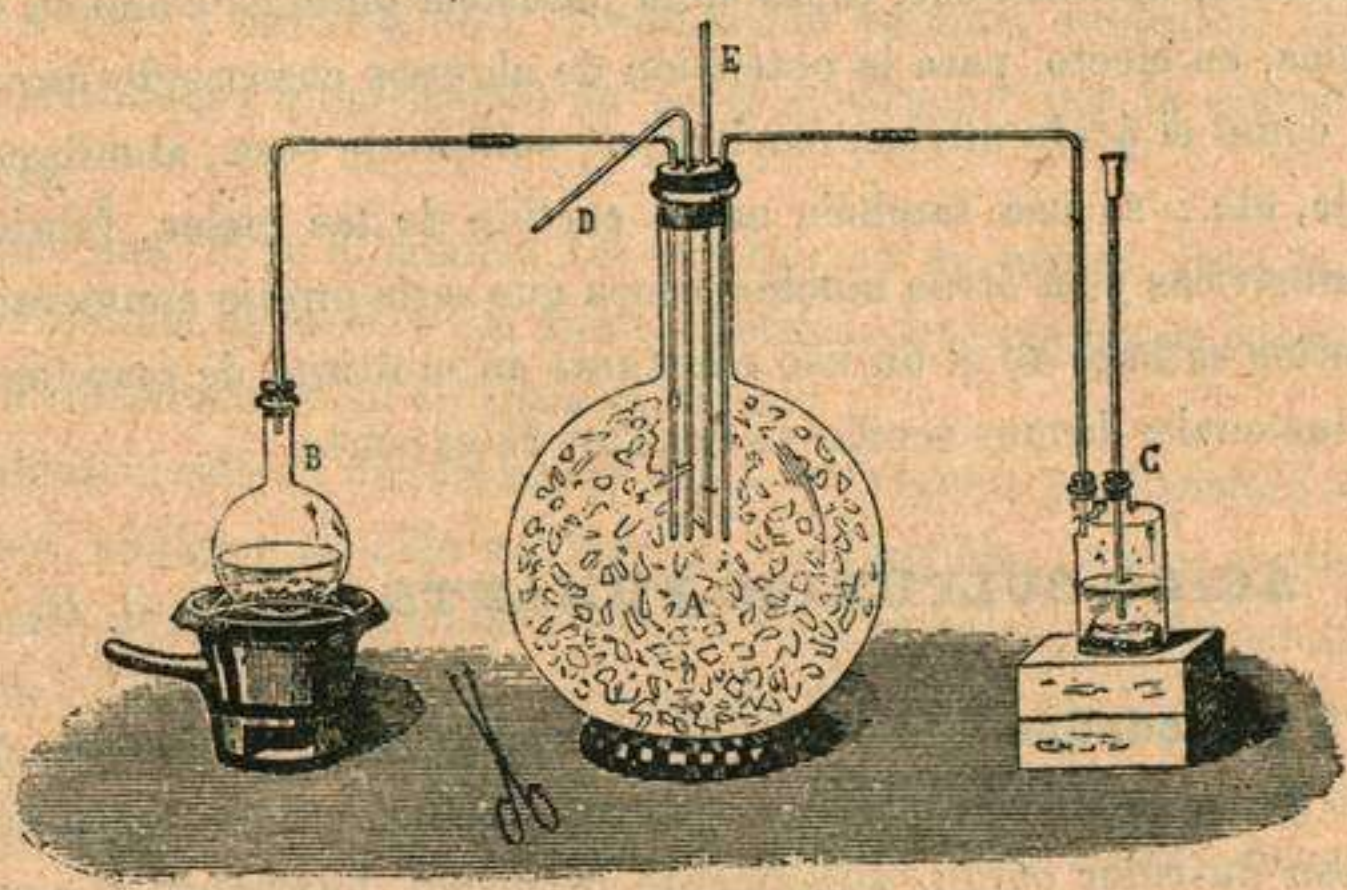


Fig. 25.

para concentrarle se evapora primeramente en calderas de plomo hasta que marque 51° Baumé, y después en alambiques de platino hasta los 66° que ordinariamente marca el del comercio.

Este ácido, sin embargo, no es puro, y para privarle del arsénico, plomo y demás cuerpos que contiene, se le diluye primeramente en tres veces su

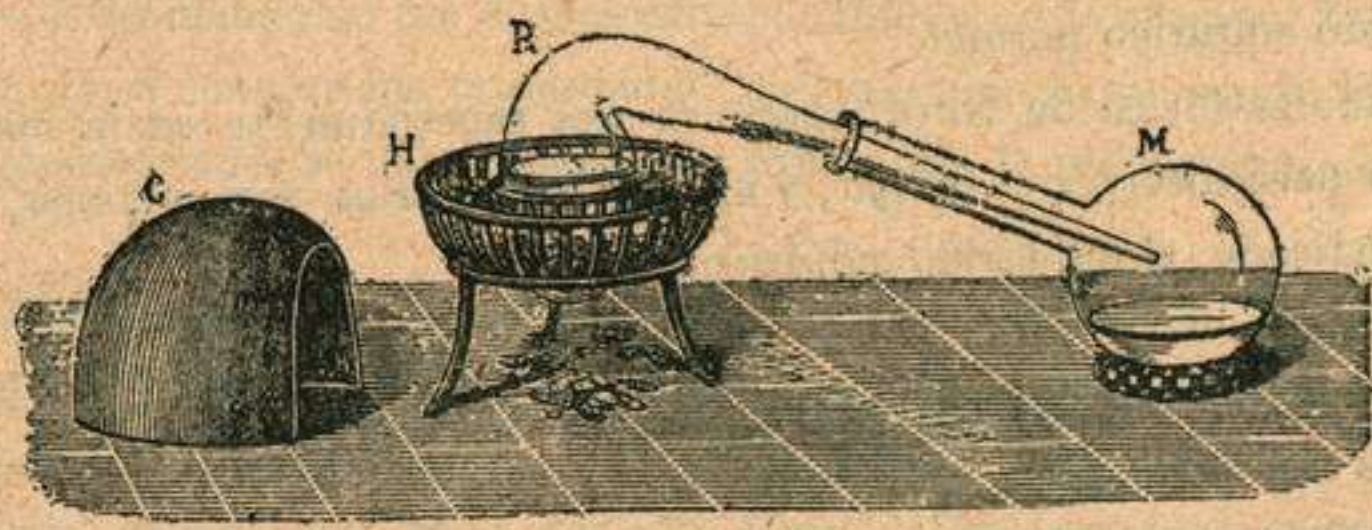


Fig. 26.

volumen de agua, y luego se somete á una corriente de hidrógeno sulfurado. Dejándole en reposo, se sedimentan al estado de sulfuros el plomo y el arsénico, y después de filtrarle se destila hasta la concentración deseada en una retorta de cristal; en esta operación hay que tener cuidado de calentar el líquido por su superficie, usando el hornillo representado en la figura 26, pues

de otro modo hierve el ácido con grandes sobresaltos, y puede romperse la retorta, ocasionando graves quemaduras al operador.

115. Aplicaciones del ácido sulfúrico.—Este cuerpo tiene muchas é importantes aplicaciones, tanto en la industria química como en las artes. Se emplea, en efecto, para la obtención de algunos cuerpos de uso muy frecuente, como el ácido nítrico, clorhídrico, sulfato de sosa, alumbres, azúcar de fécula, etc.; se usa también en el curtido de las pieles, fabricación de bujías esteáricas y en otros muchos casos que sería prolijo enumerar. En los laboratorios se hace de él un uso constante en multitud de reacciones, algunas de las cuales hemos tenido ya ocasión de exponer.

ACIDO SULFÚRICO FUMANTE..... $S_2 O_7 H_2$

116. Propiedades. —Este ácido, conocido con los nombres de *ácido sulfúrico de Nordhausen*, *ácido disulfúrico* y *ácido de Sajonia*, es un líquido oleaginoso de color pardo, sumamente corrosivo, humeante al aire, efecto de su gran afinidad para con el agua, y de una densidad igual á 1,9. Contiene menos agua que el ácido sulfúrico normal, y por el calor se descompone en éste y anhidrido sulfúrico.

Se obtiene destilando en retortas de gres el sulfato ferroso bien desecado, en cuya operación se transforma dicha sal en óxido férrico y en los anhidridos sulfuroso y sulfúrico. Éste, sin embargo, se une á parte del agua que siempre conserva el sulfato ferroso, dando lugar al ácido de que nos ocupamos, el que realmente puede considerarse como una disolución del anhidrido en el ácido sulfúrico normal.

El ácido sulfúrico de Nordhausen se usa especialmente en la industria tintorera para disolver el *índigo*, y en los laboratorios para obtener, según hemos indicado, el anhidrido sulfúrico.

SELENIO..... $Se'' = 79,5$

117.—Este metaloide fué descubierto en 1817 por Berzelius, analizando un polvo rojo que se deposita en las cámaras de plomo donde se prepara el ácido sulfúrico procedente de ciertas piritas.

Se encuentra libre, aunque en pequeña cantidad, en las islas de Lipari, y combinado con algunos metales formando seleniros.

118. Propiedades.—Se presenta este metaloide en dos estados alotrópicos: uno *cristalizado*, y otro *amorfo*.

El selenio cristalizado es de color gris brillante, compacto y frágil; su

densidad es 4,8, y reducido á polvo, ó en pequeño espesor, presenta un color rojo. Es insoluble en el agua, pero se disuelve en el sulfuro de carbono, en el que puede cristalizarse, por evaporación, en prismas oblicuos romboidales. Se funde á 211° y hierve á 665, produciendo vapores amarillos. Conduce algo la electricidad, aumentando su poder conductor por la elevación de temperatura.

El selenio amorfo se diferencia del anterior en su menor peso específico (4,3) y en ser mal conductor del fluido eléctrico. Su fractura es concoídea, y se ablanda introduciéndole en agua caliente.

Se combina el selenio directamente con el hidrógeno, produciendo el ácido selenhídrico, análogo al ácido sulfhídrico, combustible, de olor pestilente y tan venenoso como éste. También se une á los metales, produciendo seleniuros. Por último, el selenio arde en el aire con llama azul, desprendiendo humos rojizos cuyo olor recuerda el de las berzas podridas.

119. Obtención.—Se extrae este metaloide por la acción del oxígeno del aire sobre el seleniuro potásico disuelto en el agua, en cuyo caso se forma hidrato potásico, y el selenio queda libre.

El selenio carece hoy día de aplicaciones de alguna importancia, pues el *fotófono*, que está fundado en su conductibilidad eléctrica, no ha dado el resultado que se esperaba.

TELURO..... $Te = 130$.

120.—Este metaloide fué descubierto por Müller en 1782, pero Klaproth fué quien dió á conocer sus propiedades. Es poco abundante en la Naturaleza, y generalmente se halla combinado con el oro, la plata y algunos otros metales.

121. Propiedades.—Es sólido á la temperatura ordinaria, de una densidad igual á 6,26, y cristaliza en romboedros. Su color es blanco, y posee un brillo metálico muy marcado. Se funde á 500° y se volatiliza al rojo, produciendo vapores amarillos sin olor alguno. Conduce bastante bien la electricidad, y arde en el aire con llama azul, originando anhidrido teluroso.

La fuerza de combinación de este metaloide es parecida á la del selenio, pero no se combina directamente con el hidrógeno, como aquél.

Se obtiene exponiendo al aire una disolución de telururo potásico, en cuyo caso se forma hidrato potásico, y queda libre el teluro.

CAPÍTULO IV

Metaloides nitrogenoideos.

122.—En esta familia se estudian el *nitrógeno*, *fósforo* y *arsénico*, cuya propiedad característica consiste en que un átomo de estos cuerpos se combina con tres de hidrógeno, originando productos gaseosos de propiedades análogas: NH_3, PhH_3 y AsH_3. El hidrógeno de estos compuestos puede, además, ser reemplazado por radicales simples ó compuestos, resultando de esta sustitución cuerpos muy semejantes.

El nitrógeno, sin embargo, se separa del fósforo y arsénico en ciertas propiedades, y especialmente en el volumen gaseoso á que se refieren sus átomos, pues mientras el de éste ocupa *un* volumen, los átomos de fósforo y arsénico sólo ocupan *medio* volumen.

NITRÓGENO..... $N''' = 14$.

123.—Este cuerpo es conocido desde 1772, en que Rutherford le distinguió del ácido carbónico, con el que hasta entonces se le había confundido. Lavoisier le estudió después más detenidamente y le dió el nombre de *ázoe*, que quiere decir *contrario á la vida*; por último, Chaptal propuso se le llamase *nitrógeno*, ó sea *engendrador del nitro*, que es la denominación que ha prevalecido.

Existe este cuerpo en la atmósfera formando sus cuatro quintas partes, y también se encuentra combinado con el oxígeno en los nitratos y algunas otras sales. Abunda en los compuestos orgánicos, especialmente en los que pertenecen al reino animal.

124. Propiedades.—Es un cuerpo gaseoso á la temperatura ordinaria, diáfano, sin olor ni sabor, algo soluble en el agua y de una densidad de 0,97.

Ha sido considerado largo tiempo como un gas permanente, hasta que le liquidó Cailletet en 1877, sometiéndole á una presión de 200 atmósferas y al frío que origina en estas condiciones su rápida expansión.

La fuerza de combinación del nitrógeno es muy escasa, por lo que se combina directamente con muy pocos cuerpos; sin embargo, por medios indirectos se une al oxígeno y lo mismo al hidrógeno, formando compuestos de gran importancia.

Este gas no es comburente ni combustible, y es impropio para la respiración, pero no altera las funciones orgánicas de quien le respira.

125. Obtención.—Puede obtenerse este metaloide por varios procedimientos, siendo los más usados los siguientes:

1.° *Por la combustión del fósforo en el aire.*—Puesto que este fluido es una mezcla de oxígeno y nitrógeno, según pronto veremos, basta absorber el oxígeno de aquél para que el nitrógeno quede aislado. Esto se consigue quemando un trozo de fósforo, *P* (fig. 27), colocado en una capsulita flotante dentro de una campana, *C*, situada sobre el puente de la cuba hidroneumática *N*. En este caso se combina el oxígeno con el fósforo, formando unos vapores blancos de anhidrido fosfórico, que se disuelven al poco tiempo en el agua, quedando, por tanto, aislado el nitrógeno. Éste, sin embargo, no es completamente puro, porque en el aire existe anhidrido carbónico que no toma parte en la reacción y queda mezclado con el nitrógeno.

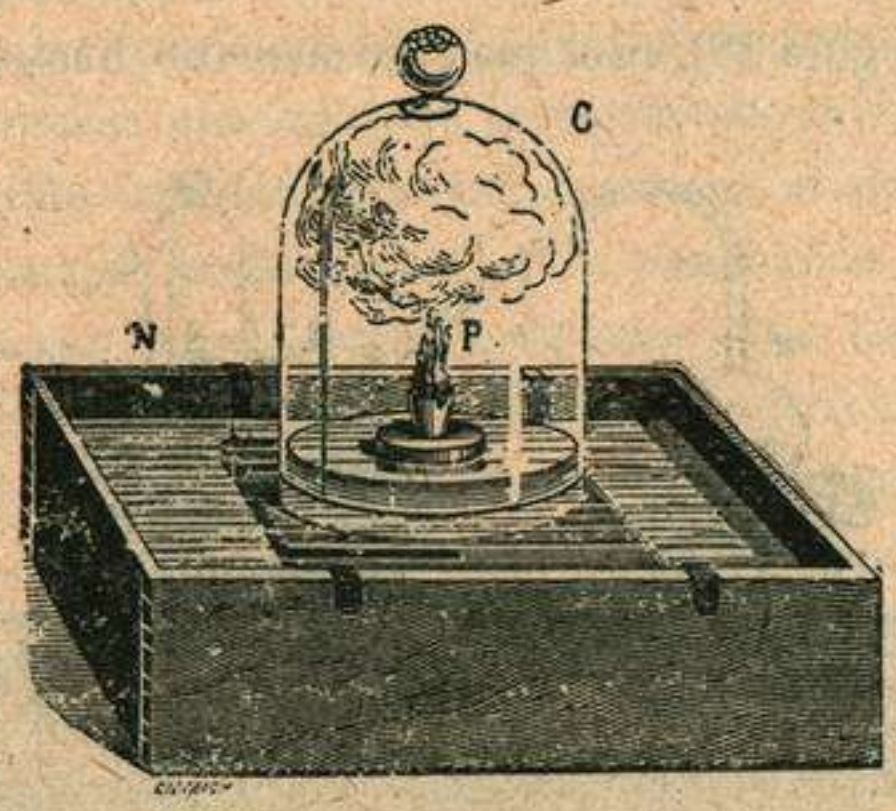


Fig. 27.

2.° *Por la acción del calor sobre el nitrito amónico.*—Esta sal tiene la propiedad de descomponerse en nitrógeno y agua exponiéndola á una cierta elevación de temperatura, según manifiesta la reacción siguiente:

$$\underset{\text{Nitrito amónico.}}{NO_2NH_4} = \underset{\text{Agua.}}{2\,H_2O} + \underset{\text{Nitrógeno.}}{N_2}$$

Para realizar esta operación se usa el mismo aparato que en la obtención del oxígeno (fig. 18).

126. Aplicaciones.—El nitrógeno no ha recibido hasta hoy aplicacio-

nes directas, pero su papel en la Naturaleza es de la mayor importancia, tanto como moderador de la excesiva energía del oxígeno en el fenómeno de la respiración, como por depender de su presencia y cantidad el poder alimenticio de las substancias animales y vegetales.

AIRE ATMOSFÉRICO

127.—Este fluido fué considerado en los primeros tiempos de la Química como el *principio único* de todos los cuerpos. Después se le consideró como uno de los cuatro *elementos* naturales, de cuya unión resultaban los demás compuestos. Más tarde descubrieron varios químicos que al calentar algunos metales en presencia del aire aumentaban aquéllos de peso, formando unas materias terrosas llamadas *cales*, y, por último, Lavoisier, en 1774, demostró que el aire atmosférico era una mezcla de oxígeno y nitrógeno.

Para lograrlo se valió de un matraz, *M*, de cuello largo y encorvado (figura 28), en el que puso mercurio, haciendo llegar la terminación del cuello de aquél al interior de una campana, *C*, llena de aire y colocada en la cuba hidrargiro-neumática, *H*. Calentando el mercurio del matraz, observó que la superficie de este metal se cubría de un polvo rojo, á la vez que disminuía el volumen del aire encerrado en la campana; en estas condiciones continuó calentando el mercurio durante doce días consecutivos, hasta que se convenció que ya no disminuía más dicho volumen.

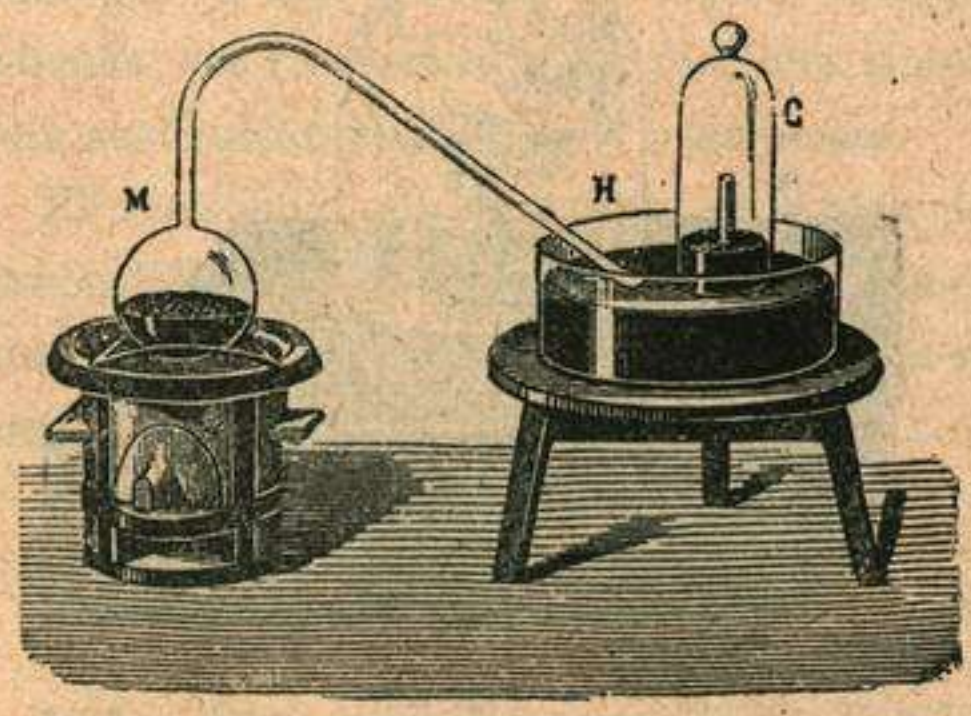


Fig. 28.

Dejando enfriar el aparato, pudo notar que había desaparecido una quinta parte del volumen de aire sometido á la experiencia, y recogido y analizado el gas que quedó dentro de la campana, vió que era impropio para la combustión y para la vida, y poseía todas las propiedades del nitrógeno. A su vez calentó el polvo rojo que sobrenadaba en el mercurio, y obtuvo un gas cuyo volumen era precisamente igual al que había desaparecido en la anterior experiencia; este gas tenía la propiedad de avivar extraordinariamente la combustión, y reunía además todos los caracteres del oxígeno. En vista de

estos resultados dedujo Lavoisier que el aire estaba constituído por una parte en volumen de oxígeno y cuatro de nitrógeno. Dicho sabio mezcló además estos gases en las proporciones indicadas, y obtuvo un fluido que presentaba caracteres idénticos á los del aire, con lo que quedó probado que este cuerpo es una *mezcla* de dichos elementos.

128. Propiedades del aire.—Considerado este fluido en su conjunto formando la inmensa masa que constituye la atmósfera, es de color azul, pero en cantidades más limitadas es incoloro y transparente. Su densidad á 0° y á la presión de 760 milímetros, sirve de *unidad* para determinar el peso específico de los demás gases; en dichas condiciones, un litro de aire pesa 1,293 gramos. Es soluble en el agua por serlo aisladamente los gases que le forman, y ha podido ser liquidado en 1884 por Olszewski y Wroblewski, resultando un líquido incoloro que hierve á — 192° bajo la presión atmosférica.

Las propiedades químicas del aire son iguales á las del oxígeno, pero debilitadas por la presencia del nitrógeno, que, según hemos indicado, entra en mayor proporción en dicho fluido. A la presencia del oxígeno en el aire se deben las oxidaciones lentas y rápidas (*combustiones*) que experimentan los cuerpos sometidos á su acción, por más que influyen notablemente en las primeras el vapor de agua y anhidrido carbónico que siempre tiene el aire.

129. Combustión.—Ya dijimos que recibe el nombre de combustión la combinación rápida de dos cuerpos con desprendimiento de calor y luz. Uno de los elementos que entran en dicha combustión (el electro-negativo) recibe el nombre de *comburente*, y el otro el de *combustible*; en las combustiones que tienen lugar en el aire, el oxígeno es siempre el cuerpo comburente, y el carbono, hidrógeno, etc., que con aquél se combinan, son los elementos combustibles.

En la teoría mecánica del calor se explica la elevación de temperatura que acompaña á las combustiones por el sinnúmero de choques que resultan al precipitarse unos sobre otros los átomos de los cuerpos combinados.

En muchas combustiones, el cuerpo combustible, ó alguno de los productos de la combustión, son gaseosos, y al ponerse incandescentes originan la *llama*. Los cuerpos sólidos, como el platino, hierro, etc., que no se transforman fácilmente en vapores, no producen llama al arder.

En la llama de los cuerpos compuestos (fig. 29) se distinguen las tres zonas siguientes: una exterior, *D*, azulada en la parte inferior, y amarillenta en la superior, *E*, que posee una temperatura muy elevada, y proviene de la combustión completa de los elementos que constituyen el cuerpo combustible; otra, *B*, muy luminosa, concéntrica con la primera y de menor temperatura, resultante, en general, de partículas de carbón incandescentes,

y, por último, una zona obscura, *C*, interior á las demás, cuya temperatura es muy poco elevada por nó haberse puesto en contacto con el oxígeno del aire los elementos que la constituyen. Dichas zonas varían en extensión y temperatura, dirigiendo al interior de la llama una corriente de aire por medio del soplete (F. 436).

Fig. 29.

130. Análisis cualitativo del aire.—La composición química del aire ha sido objeto de incesantes trabajos por parte de los químicos, y de sus experimentos han deducido que dicho fluido se compone principalmente de oxígeno, nitrógeno, *argon* (1), anhidrido carbónico y vapor de agua. Contiene además en proporciones variables, pero siempre escasas, ozono, amoníaco, carburos de hidrógeno, ácido sulfhídrico, etc., y gran número de partículas sólidas en suspensión. Examinando al microscopio estas partículas, resultan ser de naturaleza mineral las unas, y otras de origen orgánico, figurando entre estas últimas multitud de gérmenes capaces de desarrollarse en circunstancias favorables, dando lugar á las putrefacciones y fermentaciones.

131. Análisis cuantitativo del aire.—Para determinar la proporción en que figuran en el aire sus dos principales elementos, oxígeno y nitrógeno, pueden seguirse diferentes procedimientos, siendo los siguientes los más fáciles de ejecutar:

1.° *Absorbiendo el oxígeno por el fósforo en caliente.*—Para realizar esta operación se introduce en una campana acodada (fig. 30), sumergida en una copa con agua, un volumen determinado de aire, y luego se hace llegar á su parte superior, *B*, un trocito de fósforo. Calentando este cuerpo por medio de una lamparilla de espíritu de vino, arde el fósforo á expensas del oxígeno del aire, que-

Fig. 30.

(1) Este nuevo elemento ha sido reconocido recientemente en el aire por Rayleigh y Ramsay, profesores de Londres. Su nombre quiere decir *inerte*, y constituye la centésima parte del peso del aire.

dando únicamente el nitrógeno. Hecho así, y esperando que la temperatura sea la misma que al empezar el experimento, quedan en la campana 79 centésimas del volumen total del aire empleado; luego este fluido se compone de

Nitrógeno.	79	volúmenes.
Oxígeno.	21	»
	100	

2.º *Por el eudiómetro.*—Después de introducir en el eudiómetro de Gay-Lussac (fig. 31) 100 volúmenes de aire y otros tantos de hidrógeno, se hace pasar por el interior de esta mezcla una chispa eléctrica, en cuyo caso se combina todo el oxígeno del aire con un volumen duplo de hidrógeno, para formar vapor de agua. Esperando que descienda la temperatura, y midiendo el volumen de los gases que quedan en el eudiómetro, se observa que han desaparecido 63 volúmenes, cuya tercera parte, ó sean 21, será de oxígeno, puesto que el agua, según sabemos (92), se compone de dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno; el resto hasta 100, ó sean 79, será el nitrógeno que tenían los 100 volúmenes de aire empleados.

Fig 31.

En los dos procedimientos que acabamos de indicar se determina la composición cuantitativa del aire midiendo los volúmenes de los gases que le constituyen, y esta operación resulta difícil y de escasa exactitud.

Para precisar más los resultados, idearon Dumas y Boussingault el siguiente procedimiento, en el que se averigua el peso de los componentes del aire:

3.º *Análisis ponderal del aire.*—Este método está fundado en la propiedad que tiene el cobre de combinarse á temperaturas elevadas con el oxígeno del aire.

Para conseguirlo se valieron los químicos antes citados del aparato que representa la figura 32. Un gran matraz de cristal, *B*, provisto de una llave neumática, *R*, se halla en comunicación con un tubo de vidrio, *T*, lleno de torneaduras de cobre, y colocado sobre un hornillo alargado, *H*; este tubo comunica á su vez con otros en U, llenos unos de pedacitos de pómez empapada en ácido sulfúrico, y otros de fragmentos de potasa cáustica.

Para practicar una experiencia se empieza por hacer el vacío en el globo y tubo *T*, y después de poner al rojo sombra el cobre contenido en éste, se

abren paulatinamente las llaves *R* y *r*. En este caso, el aire exterior penetrará por los tubos en U, dejando en ellos su anhidrido carbónico y vapor acuoso, y pasará después por el tubo *T*, en el que dejará su oxígeno combinado con el cobre, pasando, por fin, el nitrógeno restante al globo *B*. Después que cese la entrada del aire, y una vez frío el tubo *T*, se desmonta el aparato y se pesan separadamente el globo *B* y el tubo *T*, deduciendo por el aumento que en su peso hayan tenido, el peso del oxígeno y nitrógeno del aire analizado.

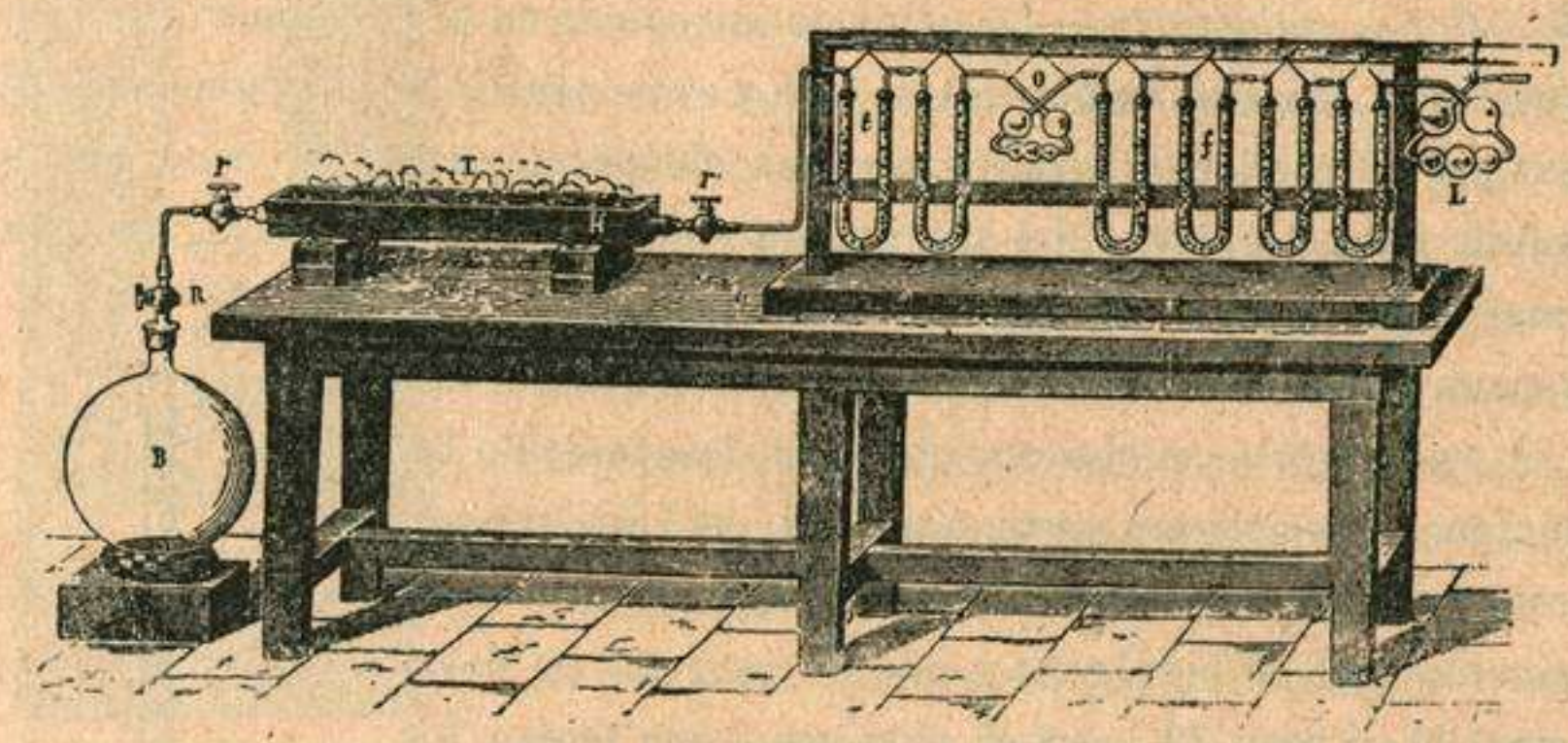


Fig. 32.

132. Vapor de agua y anhidrido carbónico.—Para determinar la cantidad en que figuran estos cuerpos en el aire, se hacen comunicar los tubos en U del aparato anterior con un frasco aspirador, y después de hacer pasar por ellos un volumen de aire conocido, se pesan, deduciendo por su aumento de peso el del anhidrido carbónico y vapor de agua existentes en el volumen de aire analizado.

Por repetidas experiencias hechas con el mayor esmero han deducido los químicos que la composición centesimal en peso del aire es la siguiente:

Oxígeno	20,627
Nitrógeno	78,492
Vapor de agua (saturado)	0,840
Anhidrido carbónico	0,041
PESO TOTAL	100

debiendo tenerse en cuenta que en el peso del nitrógeno va incluído el del *argon*, que aproximadamente equivale á una centésima del peso total.

Respecto á los números que representan el peso del anhidrido carbónico y vapor de agua, debemos advertir que varían notablemente según el sitio y

época en que se analice el aire; pero nunca se apartan mucho de los antes citados.

133. La composición del aire es constante.—Analizado el aire procedente de diferentes latitudes y alturas, ha resultado sensiblemente igual su composición en cuanto se refiere al oxígeno y nitrógeno; los otros componentes varían con arreglo á lo que antes hemos indicado.

134. El aire es una mezcla.—Á pesar de la constancia que presenta la composición química del aire, no es este fluido un compuesto definido, sino una mezcla de los gases que en él entran.

Muchas razones pueden citarse en apoyo de esta verdad; pero la siguiente es una de las más sencillas y convincentes.

Si se recoge y analiza el aire disuelto en una cierta cantidad de agua, resulta con mayor proporción de oxígeno que la correspondiente al aire atmosférico, lo que no tendría lugar si este fluido fuese una combinación del oxígeno con el nitrógeno. Este hecho prueba que dichos gases se disuelven aisladamente en el agua con arreglo á sus coeficientes de solubilidad, y puesto que es más soluble el oxígeno, resultará necesariamente disuelto en el agua en mayor proporción que el nitrógeno. Además, mezclando 21 volúmenes de oxígeno con 79 de nitrógeno, resulta un fluido que reune todas las propiedades del aire, sin que en el acto de mezclar aquéllos se observe ninguno de los signos que caracterizan á toda combinación.

AMONÍACO..... NH_3

135.—Este cuerpo es conocido desde muy antiguo, por más que hasta 1756 se le confundió con el carbonato amónico. En dicha época Black distinguió ya ambos cuerpos, y por fin Berthollet le estudió en 1785 y dió á conocer sus propiedades.

Este cuerpo se origina, en el estado de carbonato amónico, en la putrefacción de las materias orgánicas que contienen hidrógeno y nitrógeno, como la orina y el estiércol. También se produce en el aire bajo la acción de la electricidad atmosférica, y se forma, aunque en pequeña cantidad, al oxidarse el hierro en presencia del aire húmedo.

136. Propiedades físicas.—A la temperatura ordinaria es un gas diáfano, con un olor penetrante que produce al respirarle una sensación de aturdimiento; excita el lagrimeo y tiene un sabor cáustico muy pronunciado. La densidad de este gas es 0,59, y á la temperatura de 40° se liquida, produciendo un líquido incoloro muy movible y volátil; evaporado rápidamente

este líquido, desciende la temperatura á 80°, y parte del amoníaco se solidifica, formando una masa cristalina. Este gas es muy soluble en el agua, tanto, que á 0° disuelve este líquido 1.000 veces su volumen; el cloruro de plata esponjoso absorbe también grandes cantidades de amoníaco, y es el cuerpo que se usa para obtenerle líquido, mediante el tubo de Faraday (F. 461). Por último, este cuerpo se descompone en sus dos elementos por la acción del calor y de la electricidad.

137. Propiedades químicas.—El amoníaco no arde ni deja arder los cuerpos introducidos en su seno; no obstante, mezclado con un volumen de oxígeno igual al suyo, se inflama con detonación al aproximar un cuerpo encendido. El carácter químico del amoníaco es eminentemente básico, pudiendo neutralizar los ácidos más enérgicos; sin embargo, para obrar así necesita hallarse en contacto del agua, en cuyo caso se forma:

$$NH_3 + H_2O = \left.\begin{matrix} NH_4 \\ H \end{matrix}\right\} O,$$

cuerpo análogo al hidrato potásico..... $\left.\begin{matrix} K \\ H \end{matrix}\right\} O.$

Para explicar esta reacción se admite que el grupo atómico NH_4, llamado *amonio*, obra como un cuerpo metálico monodinamo, que al reaccionar con los ácidos origina sales isomorfas de las de sodio y potasio; dicho radical no se ha podido aislar hasta ahora, pero hay razones poderosas para admitir su existencia.

Con arreglo á esto, las sales amoniacales pueden considerarse constituídas de dos maneras distintas, según se admita ó no dicho radical; así, la *sal amoníaco*, en la teoría del amonio, será el *cloruro amónico*, $= NH_4\,Cl$, y en la hipótesis contraria, el *clorhidrato de amoníaco*, $= NH_3,\ HCl$; la mayor parte de los químicos adoptan hoy la primera teoría.

138. Obtención del amoníaco.—Para obtener este gas se trata en caliente la *sal amoníaco* por la *cal viva* ó cualquier otro álcali fijo, en cuyo caso se verifica la siguiente reacción:

$$\underset{\text{Cloruro amónico.}}{2\,NH_4\,Cl} + \underset{\text{Óxido cálcico.}}{Ca\,O} = \underset{\text{Cloruro cálcico.}}{Ca\,Cl_2} + \underset{\text{Agua.}}{H_2\,O} + \underset{\text{Amoníaco.}}{2\,NH_3}$$

El aparato que se usa en esta operación consiste en un matraz, *M* (figura 33), en el que se echa una mezcla íntima de partes iguales de sal amoníaco y cal viva. Calentando aquél, se desprende vapor de agua y amoníaco gaseoso; el vapor de agua es absorbido por el exceso de cal contenida en el

matraz, y el amoníaco se recoge en la campana *C* colocada en la cuba hidrargiro-neumática.

Tanto la sal amoníaco como la cal deben pulverizarse previamente, y mezclarlos antes de echarlos en el matraz, debiendo cuidar de que dicha mezcla sólo ocupe los dos tercios de aquél; la reacción principia en frío tan luego como se mezclan dichos cuerpos.

La disolución acuosa de amoníaco, llamada *álcali volátil* y *amoníaco líquido*, se prepara haciendo pasar una corriente de este gas por agua destilada, usando para ello el aparato de Woolf (fig. 14); al montar este aparato debe cuidarse de que los tubos por donde llega el amoníaco desciendan hasta muy cerca del fondo de los frascos; pues siendo la disolución de este gas más ligera que el agua, nos expondríamos, no tomando esta precaución, á que el líquido que ocupa la parte inferior de aquéllos quedase sin saturar.

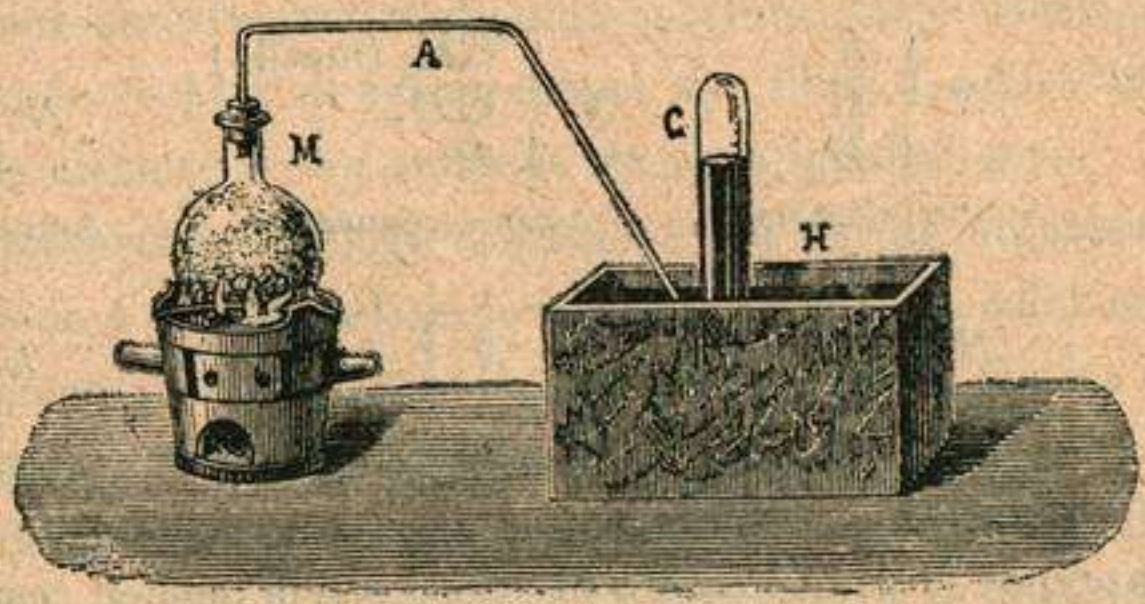


Fig. 33.

En la industria se prepara económicamente el amoníaco, tratando por la cal las sales amoniacales que resultan en la destilación de la hulla y en la purificación del gas del alumbrado.

139. Aplicaciones.—Se usa mucho la disolución acuosa de amoníaco, tanto como reactivo en los laboratorios de química, como en la industria tintorera para modificar varios colores. También se emplea el amoníaco líquido para obtener hielo artificialmente por medio del aparato de Carré.

AMINAS Y AMIDAS

140.—Reciben este nombre los compuestos que resultan de sustituir el hidrógeno del amoníaco por otros radicales de igual valencia. Si dichos radicales son electro-positivos, los compuestos resultantes se llaman *aminas*, y en el caso de ser aquéllos electro-negativos, resultan las *amidas*.

Según sean sustituídos uno, dos ó los tres átomos de hidrógeno, así se llaman, respectivamente, aquéllas *primarias*, *secundarias* ó *terciarias*. No todos estos cuerpos provienen del tipo amoníaco sencillo, sino que algunos se derivan del mismo tipo bicondensado ó tricondensado; en este caso se llama á las aminas resultantes *mono*, *bi* ó *triaminas*, y á las amidas respectivas *mono*, *bi* ó *triamidas*.

EJEMPLOS

$N \left\{ \begin{matrix} H \\ H \\ H \end{matrix} \right.$	$N \left\{ \begin{matrix} K \\ H \\ H \end{matrix} \right.$	$N \left\{ \begin{matrix} CH_3 \text{ (metilo)} \\ CH_3 \\ H \end{matrix} \right.$	$N \left\{ \begin{matrix} CH_3 \\ CH_3 \\ CH_3 \end{matrix} \right.$
Amoníaco.	Amina primaria.	Amina secundaria.	Amina terciaria.
$N \left\{ \begin{matrix} H \\ H \\ H \end{matrix} \right.$	$N \left\{ \begin{matrix} I \\ H \\ H \end{matrix} \right.$	$N \left\{ \begin{matrix} I \\ I \\ H \end{matrix} \right.$	$N \left\{ \begin{matrix} Cl \\ Cl \\ Cl \end{matrix} \right.$
Amoníaco.	Amida primaria.	Amida secundaria.	Amida terciaria.

Bien se comprende el gran número de cuerpos que pueden resultar de dichas sustituciones, algunos de los cuales, como la *urea* y la *anilina*, son muy importantes.

COMPUESTOS OXIGENADOS DEL NITRÓGENO

141.—Combinándose el nitrógeno con el oxígeno, da lugar á los siguientes compuestos:

Protóxido de nitrógeno..... $N_2\ O$ (anhidrido hiponitroso).
Bióxido de nitrógeno..... $N_2\ O_2 = 2\ (NO)$.
Anhidrido nitroso..... $N_2\ O_3$
Peróxido de nitrógeno..... $N_2\ O_4 = 2\ (NO_2)$.
Anhidrido nítrico..... $N_2\ O_5$
Anhidrido pernítrico..... $N_2\ O_6 = 2\ (NO_3)$.

Reaccionando con el agua los anhidridos hiponitroso, nitroso y nítrico, produce los ácidos siguientes:

$N_2\ O\ + H_2\ O = N_2\ O_2\ H_2 = 2\ (NOH)$..... ácido hiponitroso.
$N_2\ O_3 + H_2\ O = N_2\ O_4\ H_2 = 2\ (NO_2H)$..... ácido nitroso.
$N_2\ O_5 + H_2\ O = N_2\ O_6\ H_2 = 2\ (NO_3H)$..... ácido nítrico.

Todos estos compuestos son *endotérmicos*, sobre todo los tres primeros, y se descomponen por el calor en nitrógeno y oxígeno, por lo que son muy oxidantes. Pueden prepararse todos quitando oxígeno al ácido nítrico, que es el más importante de ellos.

PROTÓXIDO DE NITRÓGENO..... $N_2 O$.

142.—Este cuerpo, llamado también *óxido nitroso* y *anhidrido hiponitroso*, fué descubierto por Priestley, estudiándole después Davy, que le dió el nombre de *gas hilarante* por la sensación de alegría que causa al respirarle.

143. Propiedades.—El protóxido de nitrógeno es gaseoso á la temperatura ordinaria, pero puede liquidarse á 0° bajo la presión de 30 atmósferas, resultando en este caso un líquido incoloro, muy volátil, capaz de producir un frío de —110° al evaporarse al aire libre. La densidad de este gas es 1,53, y se disuelve en un volumen de agua igual al suyo.

Tiene la propiedad, análoga al oxígeno, de avivar notablemente la combustión, debido á que se descompone por la acción del calor en dos volúmenes de nitrógeno y uno de oxígeno, originando, por lo tanto, un fluido más rico en oxígeno que el aire atmosférico.

144. Obtención.—Se prepara este cuerpo descomponiendo por el calor el nitrato amónico, cuya sal empieza por fundirse, y se descompone á mayor temperatura en agua y protóxido de nitrógeno, según manifiesta la siguiente reacción:

$$\underset{\text{Nitrato amónico.}}{NO_3 NH_4} = \underset{\text{Agua.}}{2 H_2 O} + \underset{\text{Protóxido de nitrógeno.}}{N_2 O}$$

El aparato en que se realiza la operación es el mismo que se usa para la obtención del oxígeno (fig. 18).

145. Aplicaciones.—Se usa como *anestésico* por la propiedad que tiene de producir una insensibilidad completa respirado en pequeñas cantidades; pero abusando de él puede ocasionar la asfixia.

BIÓXIDO DE NITRÓGENO..... NO.

Este cuerpo, llamado también *óxido nítrico* y *nitrosilo*, fué descubierto por Hales; pero á Priestley se debe el conocimiento completo de su composición y propiedades.

146. Propiedades.—Es un gas transparente, de una densidad casi igual á la del aire, poco soluble en el agua y liquidable á —11° bajo la presión de 104 atmósferas.

Puesto en contacto del aire se combina inmediatamente con su oxígeno, originando vapores rojizos de peróxido de nitrógeno. Por esta razón se ignora el olor y sabor que pueda tener.

147. Obtención.—Se prepara este gas reduciendo el ácido nítrico por el cobre, según indica la siguiente ecuación:

$$3\,Cu + 8\,NO_3H = 3\,[(NO_3)_2\,Cu] + 4\,H_2O + 2\,NO$$

Cobre. Ácido nítrico. Nitrato cúprico. Agua. Bióxido de nitrógeno.

La operación se verifica en un aparato idéntico al que sirve para la obtención del hidrógeno (fig. 9).

PERÓXIDO DE NITRÓGENO..... NO_2

148.—El estudio de este cuerpo se debe principalmente á Dulong y Gay-Lussac; se le conoce además con los nombres de *anhidrido* y de *ácido hiponítrico.*

149. Propiedades.—Es un líquido amarillo rojizo á la temperatura ordinaria, cuya densidad es 1,42. Emite abundantes vapores rutilantes, hierve á 22° y se solidifica á — 9°, originando cristales incoloros.

Este cuerpo nunca obra como un ácido en las combinaciones, por lo que resulta impropia la denominación de ácido hiponítrico que antes se le daba. Á pesar de esto, su molécula NO_2, llamada *nitrilo*, se traslada de unas á otras combinaciones como si fuera un radical monodinamo.

El peróxido de nitrógeno se descompone al contacto del agua en ácido nítrico y bióxido de nitrógeno, reacción que hemos visto se utiliza en la fabricación del ácido sulfúrico. Por dicha causa resulta también muy corrosivo y venenoso, destruyendo y manchando la piel de amarillo.

150. Obtención.—Se prepara este cuerpo calentando en una retorta de vidrio poco fusible, unida á un tubo de cristal en U, nitrato de plomo bien desecado. Por la acción del calor se descompone dicha sal en oxígeno, que se escapa por la extremidad abierta del tubo en U, en óxido plúmbico, que queda en la retorta, y en peróxido de nitrógeno, que se condensa en dicho tubo convenientemente enfriado. La reacción es la siguiente:

$$(NO_3)_2\,Pb = O + Pb\,O + 2\,(NO_2)$$

Nitrato plúmbico. Oxígeno. Óxido plúmbico. Peróxido de nitrógeno.

151. Aplicaciones.—La más importante es el uso que se hace de él en la fabricación del ácido sulfúrico; también se emplea como desinfectante,

bastando echar una moneda de cobre en una copa que contenga ácido nítrico para que al momento se desprendan abundantes vapores rojizos de este cuerpo.

ANHIDRIDO NÍTRICO..... $N_2 O_5$

152.—Este cuerpo, cuya importancia es puramente científica, fué descubierto en 1848 por Sainte-Claire Deville, tratando en caliente el nitrato argéntico por una corriente de cloro. En estas condiciones se combina el cloro con la plata, se desprende oxígeno y se forma el anhidrido en cuestión.

Este cuerpo es sólido, cristalino, y se descompone á 50° en oxígeno y protóxido de nitrógeno. En contacto del agua da lugar al ácido nítrico:

$$N_2 O_5 + H_2 O = N_2 O_6 H_2 = 2 (NO_3 H).$$

ÁCIDO NÍTRICO..... $NO_3 H$.

153.—Este cuerpo, según el Dr. Luanco (distinguido catedrático de la Universidad de Barcelona), fué conocido por el árabe Geber en el siglo IX, y después Alberto el Magno habla ya de él con el nombre de *espíritu de nitro* que aún conserva. No obstante, su estudio completo se debe á Cavendish, Davy, Gay-Lussac y otros.

Existe este cuerpo en la Naturaleza unido al potasio, formando el *salitre*, y sobre todo en el Perú y Chile, formando masas enormes de nitrato sódico. También se encuentra en las aguas procedentes de nubes tempestuosas, al estado de nitrato amónico.

154. Propiedades.—El ácido nítrico es un líquido incoloro, fumante en el aire húmedo, de una densidad igual á 1,52, y se solidifica á —47°. Hierve á 86°, descomponiéndose parcialmente en peróxido de nitrógeno (vapores rutilantes), oxígeno y agua; ésta se combina con el ácido restante, originando el ácido del comercio, llamado *agua fuerte*, á la vez que se colora de amarillo por disolver los vapores nitrosos; igual descomposición sufre, si bien más lenta, bajo la influencia de la luz y de la electricidad.

El ácido nítrico es muy ávido del agua, con la que se combina en varias proporciones. Obra como oxidante muy enérgico, por ceder fácilmente su oxígeno, y, como consecuencia, oxida á casi todos los metaloides, transformándolos en oxácidos. Ataca á todos los metales, á excepción del oro y del platino, y destruye las materias orgánicas, tiñendo antes á muchas de ellas de amarillo; es, por lo tanto, un veneno muy violento.

155. Preparación.—Se obtiene este ácido tratando en caliente el nitrato potásico por el ácido sulfúrico concentrado, según indica la siguiente igualdad:

$$\underset{\text{Nitrato potásico.}}{KNO_3} + \underset{\text{Ácido sulfúrico.}}{SO_4H_2} = \underset{\text{Sulfato ácido de potasio.}}{SO_4HK} + \underset{\text{Ácido nítrico.}}{NO_3H}$$

La operación se realiza por medio del aparato que representa la figura 34. En la retorta *R* se echa el nitrato potásico bien desecado, y luego se añade el ácido sulfúrico por medio de un tubo terminado en embudo, á fin de evi-

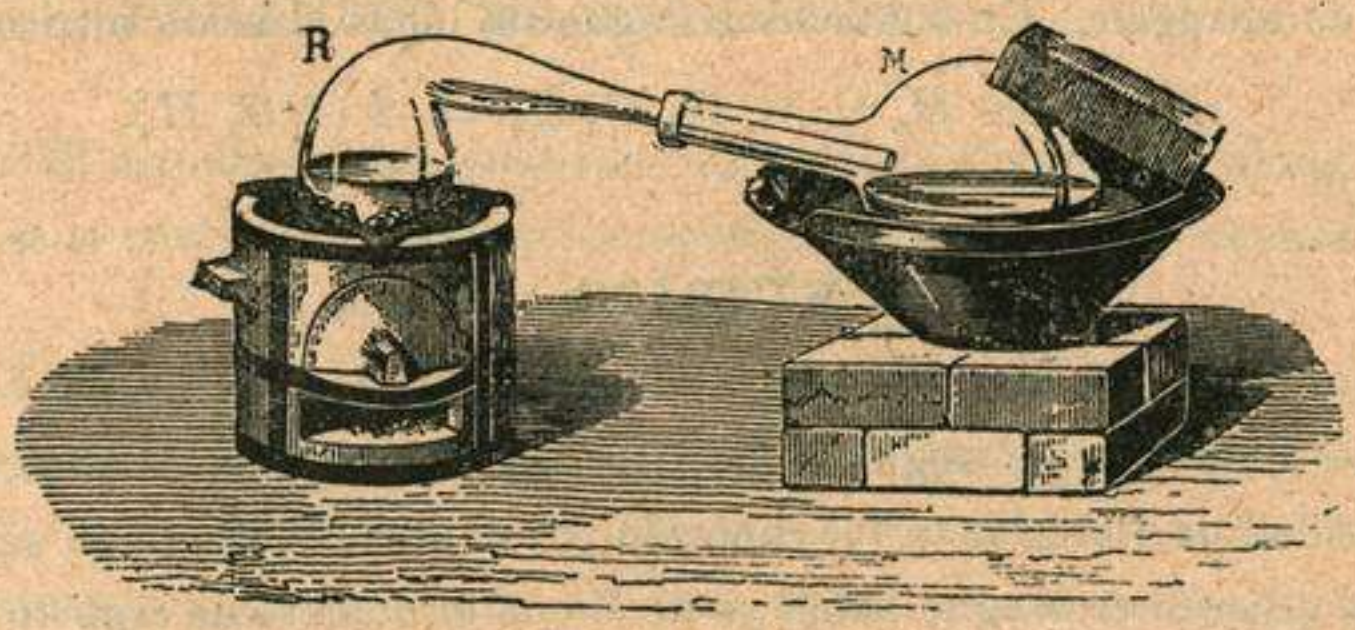


Fig. 34.

tar que se mojen con este líquido las paredes de la retorta. Colocada ésta sobre un hornillo, se enchufa su cuello en el de un matraz, *M*, rodeado de agua fresca, cuyo líquido se renueva con frecuencia.

Al empezar la reacción se llena la retorta de vapores rojizos, que desaparecen pronto para dar lugar á la destilación del ácido nítrico monohidratado, cuyo cuerpo se condensa y liquida al tocar á las paredes frías del matraz *M*. Al terminar la reacción vuelven á desprenderse en el interior del aparato los vapores rojizos que al principio, y entonces se da por terminada la operación.

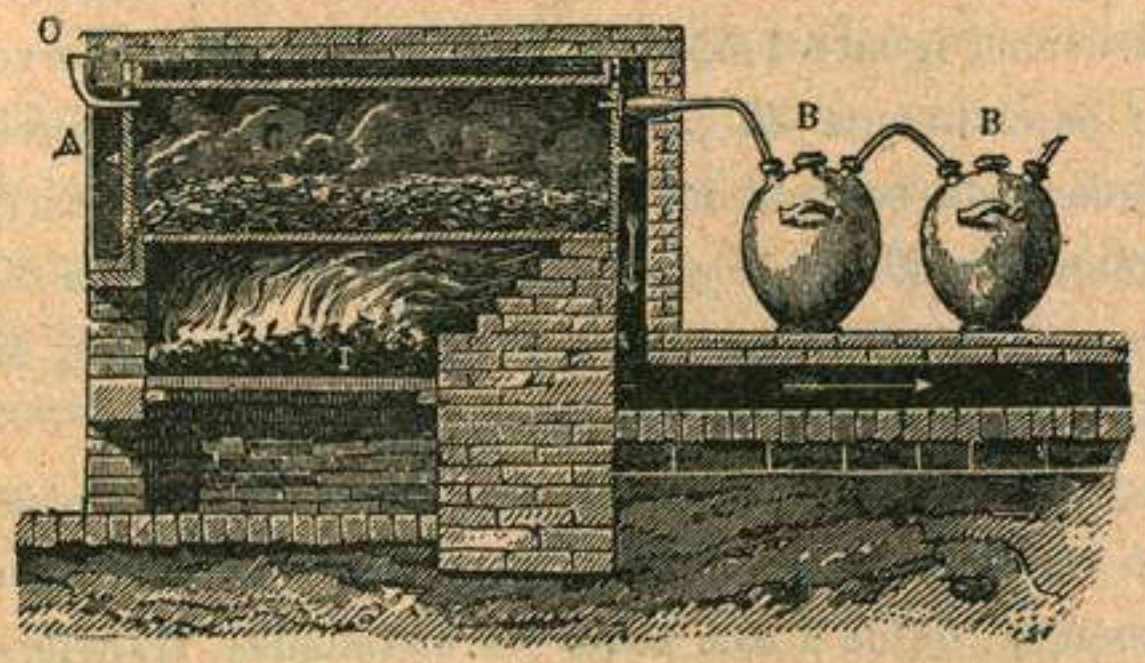


Fig. 35.

En la industria se prepara en gran escala este ácido, destilando en cilin-

dros de fundición, *C* (fig. 35), una mezcla de nitrato sólido y ácido sulfúrico. Los vapores resultantes de ácido nítrico van á condensarse en unos vasos de gres, *B B*, unidos unos á otros, así como al cilindro *C*, por medio de tubos de dicha materia: estas vasijas, llamadas *bombonas*, contienen un poco de agua, con la que se combina el producto obtenido, y resulta el ácido nítrico del comercio ó *cuadrihidratado*.

156. Aplicaciones.—Se usa mucho este ácido como uno de los reactivos más importantes de la Química. En la industria se emplea para *grabar al agua fuerte*, por la propiedad que tiene de disolver los metales, y también, como ya indicamos, para obtener el ácido sulfúrico. En tintorería se valen de este cuerpo, muy diluído, para teñir de amarillo la lana y la seda.

AGUA REGIA

157.—Mezclando los ácidos nítrico y clorhídrico concentrados, y sometiendo la mezcla á un calor moderado, resulta un líquido rojizo que ha recibido el nombre de *agua regia* por la propiedad que tiene de disolver al oro, llamado *rey* de los metales.

En dicha reacción se forman cloruros de *nitrosilo* (NO), cuyo cloro es el que ataca luego al oro y platino, convirtiéndoles en cloruros.

FÓSFORO..... $Ph''' = 31$.

158.—Este importante metaloide fué descubierto por Brandt en 1669, quien le obtuvo del residuo salino que deja la orina evaporada. Al poco tiempo logró extraerle del mismo líquido Kunckel, y, por fin, Gahn, en 1768, demostró la existencia de este cuerpo en los huesos. Poco después idearon Scheele y Fourcroy el procedimiento que hoy se sigue para obtenerle de dichos órganos.

Existe el fósforo abundantemente en los tres reinos, si bien nunca se presenta en el estado de libertad. En los animales, además de constituir el fosfato cálcico que existe en los huesos, forma parte de varios tejidos y humores; los vegetales contienen también fósforo al estado de fosfato de magnesio, potasio, etc., y en el reino mineral se encuentra en gran cantidad formando la *fosforita*, *esparragina* y otros minerales.

159. Propiedades físicas.—Este metaloide se presenta en varios estados alotrópicos, siendo los más importantes el de *fósforo ordinario* y el de *fósforo rojo*.

El fósforo común es sólido á la temperatura ordinaria, se funde á 44°,2 y hierve á 270°. Es incoloro y transparente cuando está puro y recientemente obtenido; pero adquiere, bajo la influencia de la luz, un color blanco amarillento, semejante al del hueso; es muy blando, y tiene un olor especial, algo parecido al de los ajos, presentando una densidad de 1,83. Es insoluble en el agua y, por consecuencia, insípido, siendo muy soluble en el sulfuro de carbono, en cuyo líquido puede cristalizar por evaporación en dodecaedros romboidales.

160. Propiedades químicas.—Uno de los caracteres más notables del fósforo es la *fosforescencia*, ó sea la propiedad que tiene de producir vapores luminosos en la obscuridad. Este fenómeno es debido á la oxidación lenta del fósforo por la acción del oxígeno del aire. Si la temperatura se eleva á 60°, la oxidación es tan rápida, que el fósforo se inflama espontáneamente, produciendo una luz muy viva, á la vez que se forman humos blancos de anhidrido fosfórico. Puede también inflamarse dicho metaloide por la frotación, el choque ó cualquiera otra acción mecánica que eleve su temperatura hasta dichos 60°. Por estas razones debe manejarse con precaución y conservarle en frascos obscuros dentro del agua.

El cloro, bromo y yodo se combinan directamente con el fósforo, desprendiendo gran cantidad de calor y luz.

El fósforo obra como un reductor de gran energía, tendiendo siempre á oxidarse á expensas del oxígeno de los cuerpos inmediatos; por esta razón destruye los tejidos orgánicos y es un veneno muy violento.

161. Fósforo rojo.—Calentando el fósforo ordinario á 240° fuera del contacto del aire, se transforma poco á poco en una materia roja infusible, llamada *fósforo rojo* ó *amorfo*. Este cuerpo tiene mayor densidad que el fósforo ordinario; no es fusible ni fosforescente, y no se disuelve, como aquél, en el sulfuro de carbono; no se inflama hasta los 260°, por lo que se le puede manejar impunemente, y por oxidarse con gran lentitud no es venenoso.

162. Obtención del fósforo ordinario.—La extracción de este cuerpo es puramente industrial. Para obtenerle se calcinan los huesos con objeto de destruir la parte orgánica que contienen, en cuya operación quedan reducidos á fosfato y carbonato cálcico. Después de pulverizar estas cenizas se las trata por ácido sulfúrico diluído, en cuyo caso se desprende anhidrido carbónico y se precipita en el fondo de la vasija gran cantidad de sulfato cálcico procedente de dichas sales. A su vez queda disuelto en el líquido un fosfato monocálcico en que se convierte el tricálcico que tenían los huesos, el cual se separa por decantación del sedimento formado. Este líquido se evapora asta consistencia de jarabe, y se mezcla con carbón vegetal, calentando

después la mezcla hasta el rojo naciente en unas vasijas de hierro, con lo que se deseca y transforma en metafosfato cálcico. Por último, se pone dicha mezcla en unas retortas de gres, *B* (fig. 36), colocadas en un horno de galera, *H*, y el cuello de las mismas se ajusta, por medio de unos tubos de cobre, á unos recipientes del mismo metal, *R*.

Elevando la temperatura del horno hasta el rojo blanco, se reduce el metafosfato cálcico á fosfato tricálcico, desprendiendo entonces dos tercios

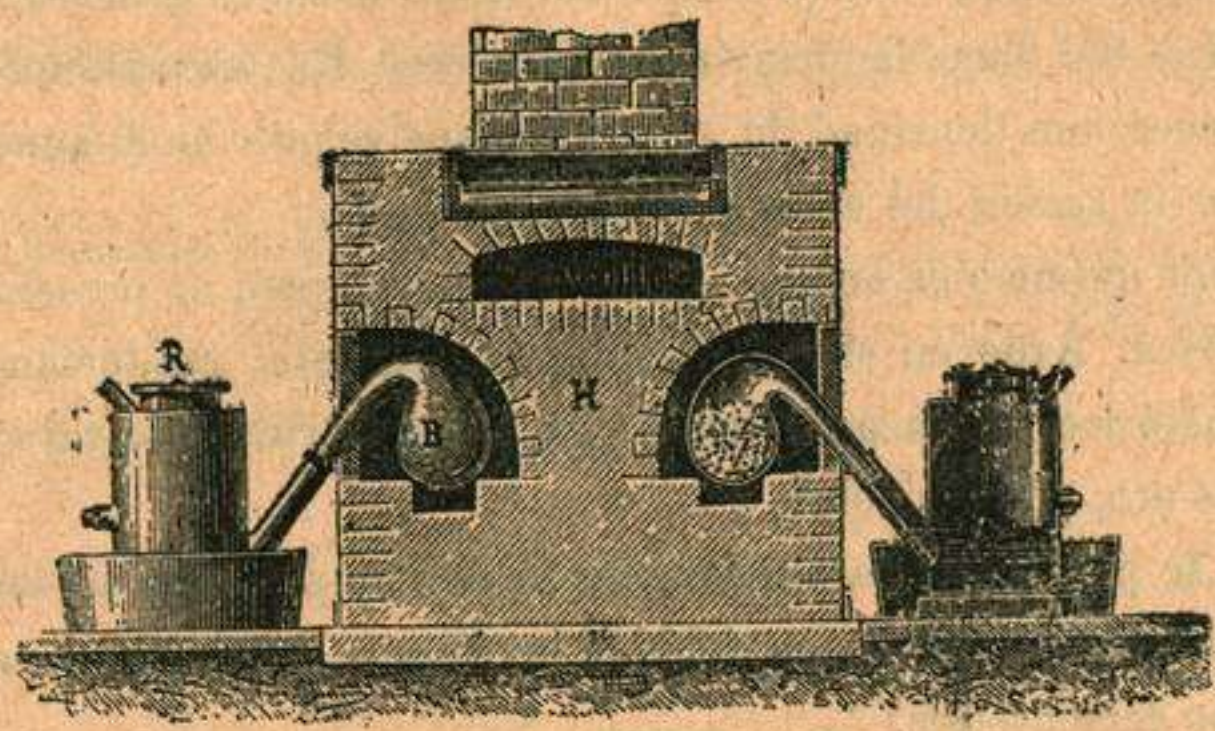


Fig. 36.

del fósforo que tenía, cuyos vapores se condensan en el agua que contienen los recipientes *R* antes citados.

Por fin, sólo resta purificar el producto obtenido, para lo cual se le funde dentro del agua y se le filtra por carbón animal colocado en un recipiente, cuyo fondo es de piedra porosa.

163. Aplicaciones.—El principal uso del fósforo es para la fabricación de las cerillas fosfóricas, las que se obtienen sumergiendo el extremo de unos trocitos de cerillo fino en una pasta hecha con agua de cola, fósforo, arena y ocre. También se usa en Química para absorber el oxígeno en las mezclas de éste con otros gases.

COMBINACIONES DEL FÓSFORO CON EL HIDRÓGENO

164.—Uniéndose el fósforo al hidrógeno, forma los tres compuestos siguientes:

Fosfuro de hidrógeno gaseoso.....	$Ph\ H_3$
» » líquido.....	$Ph_2\ H_4$
» » sólido.....	$Ph_2\ H$

De estos compuestos sólo estudiaremos el primero.

FOSFURO DE HIDRÓGENO GASEOSO

165.—Este cuerpo, descubierto en 1793 por Gingembre, es realmente un amoníaco, en el que está sustituído el nitrógeno por un átomo de fósforo, siendo, por lo tanto, una *fosfamina*. También se le conoce con los nombres de *hidrógeno fosforado* y *fosfuro trihídrico*.

166. Propiedades.—A la temperatura ordinaria es gaseoso, pero puede liquidarse á —85° bajo la presión atmosférica. Es transparente, de olor aliáceo, y posee una densidad de 1,18. Se disuelve poco en el agua, y se descompone por la acción del calor y de la electricidad.

Su carácter químico es análogo al del amoníaco, pero no presenta reacción ácida ni básica. Arde en el aire con llama brillante, produciendo agua y anhidrido fosfórico. Reduce fácilmente las sales de varios metales, especialmente las de oro, plata y cobre.

Este gas se produce naturalmente en la descomposición de las materias orgánicas fosforadas, y á él son debidos los *fuegos fatuos* que á veces se observan en los cementerios.

167. Preparación.—Se obtiene este cuerpo poniendo fosfuro de calcio en un frasco de dos bocas, como el que sirve para la obtención del hidrógeno, y añadiendo después poco á poco por el tubo de seguridad ácido clorhídrico, en cuyo caso se verifica la reacción siguiente:

$$\underset{\text{Fosfuro cálcico.}}{Ph_2\,Ca_3} + \underset{\text{Ácido clorhídrico.}}{6\,H\,Cl} = \underset{\text{Cloruro cálcico.}}{3\,Cl_2\,Ca} + \underset{\text{Hidrógeno fosforado.}}{2\,Ph\,H_3}$$

En los laboratorios, aunque no tan puro, se prepara generalmente echando en un pequeño matraz, *M* (fig. 37), una lejía de potasa y unos pedacitos de fósforo. Calentando después moderadamente, se espera á que se desprenda é inflame en la boca del matraz el fosfuro de hidrógeno, en cuyo caso se tapa aquél con un corcho provisto de un tubo abductor, *A*, cuya extremidad se sumerge en el agua contenida en el vaso *V*.

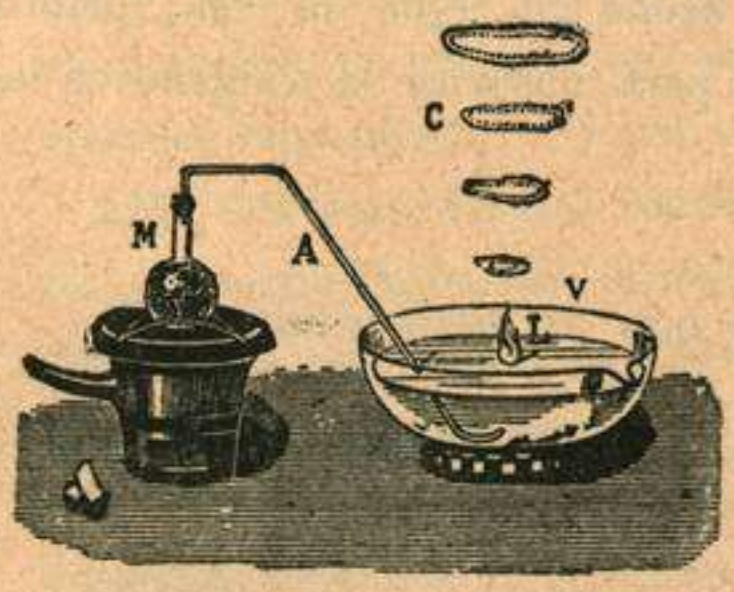


Fig. 37.

Bajo la acción del calor se oxida el fósforo á expensas del oxígeno del agua, y el ácido hipofosforoso resultante forma con el potasio hipofosfito del mismo metal. Al mismo tiempo, parte del hidrógeno procedente de la descomposición del agua se desprende, y otra parte

se combina con el fósforo, formando hidrógeno fosforado gaseoso y algo del fosfuro líquido, al que se debe el que se inflamen espontáneamente las burbujas gaseosas que salen por el tubo del aparato; éstas, al arder, producen unas coronas blancas de anhidrico fosfórico de un aspecto muy agradable.

COMPUESTOS OXIGENADOS DEL FÓSFORO

168.—Combinándose el fósforo con el oxígeno, forma los anhidridos siguientes:

Anhidrido fosforoso..... $Ph_2\ O_3$
» fosfórico..... $Ph_2\ O_5$

los que, reaccionando con el agua, dan lugar á los siguientes ácidos:

Acido fosforoso..... $Ph\ O_3\ H_3$
» fosfórico..... $Ph\ O_4\ H_3$

Además existe el ácido hipofosforoso, $Ph\ O_2\ H_3$, cuyo anhidrido no se conoce.

Los cuerpos más importantes de esta serie son el anhidrico fosfórico y sus ácidos, y de ellos únicamente nos ocuparemos.

ANHIDRIDO FOSFÓRICO..... $Ph_2\ O_5$

169. Propiedades.—Este cuerpo es un polvo blanco, parecido á la nieve, muy ávido del agua, por cuya propiedad se usa en Química para desecar ciertos gases.

Al combinarse con el agua se eleva notablemente su temperatura, y, según se combine con una, dos ó tres moléculas de dicho líquido, origina los siguientes ácidos:

$Ph_2\ O_5 + H_2\ O = 2\ (Ph\ O_3\ H)$..... ácido metafosfórico.
$Ph_2\ O_5 + 2\ H_2\ O = Ph_2\ O_7\ H_4$..... » pirofosfórico.
$Ph_2\ O_5 + 3\ H_2\ O = 2\ (Ph\ O_4\ H_3)$.... » ortofosfórico.

Estos tres ácidos tienen caracteres muy distintos, y entre otras diferencias, presentan la de ser monobásico el primero, tetrabásico el segundo, y el último tribásico.

170. Obtención del anhidrido fosfórico.—Se prepara este cuerpo en pequeña cantidad, poniendo en un plato de porcelana, *P* (fig. 38), una capsulita de barro con un trozo de fósforo encendido, y en seguida se cubre todo con una campana de cristal, *C*. Al arder el fósforo se combina con el oxígeno del aire, y produce unos humos blancos de anhidrido fosfórico, los que se condensan en la superficie del plato y paredes de la campana; de aquí se recogen con una espátula de platino y se guardan en frascos de cristal que cierren herméticamente.

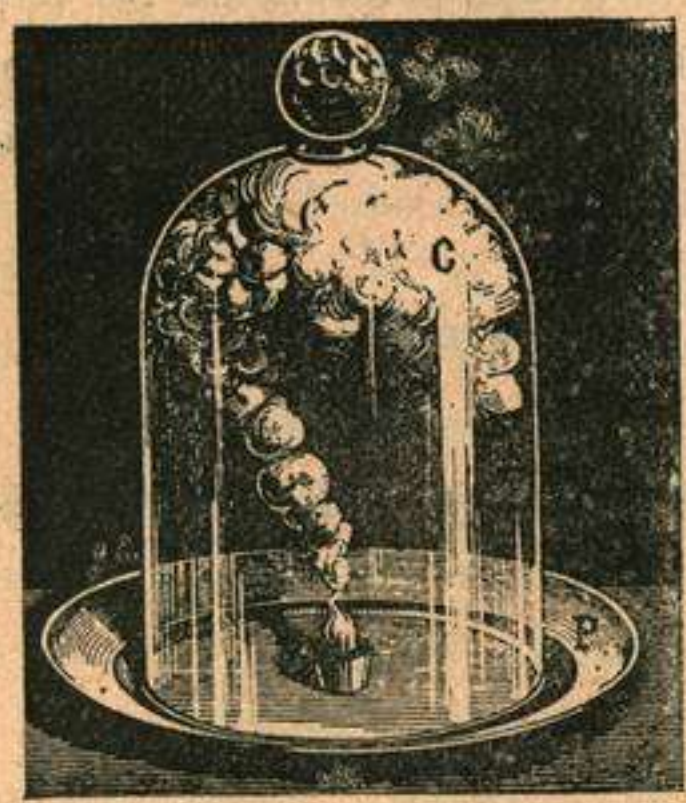


Fig. 38.

ÁCIDO ORTOFOSFÓRICO..... $Ph\ O_4\ H_3$

171. Propiedades.—Este cuerpo, llamado también *ácido fosfórico ordinario*, es sólido, incoloro, de un sabor ácido muy pronunciado, y cristaliza en prismas romboidales solubles en el agua.

Sometido este ácido á la temperatura de unos 212°, pierde una molécula de agua y se transforma en ácido pirofosfórico:

$$2\ Ph\ O_4\ H_3 - H_2\ O = Ph_2\ O_7\ H_4$$

Aumentando la temperatura de este último hasta el rojo sombra, vuelve á perder otra molécula de agua y se reduce á ácido metafosfórico:

$$Ph_2\ O_7\ H_4 - H_2\ O = 2\ (Ph\ O_3\ H).$$

Este ácido no pierde ya los elementos constitutivos del agua por mucho que se eleve su temperatura, y, por lo tanto, no se obtiene por este medio, como podría suponerse, el anhidrido fosfórico.

Los tres átomos de hidrógeno que contiene el ácido ortofosfórico son reemplazables por un radical metálico de igual valencia, por lo que, representando por M' un radical monodinamo, las sales correspondientes tendrán la siguiente composición:

Ortofosfato monometálico.....	$= Ph\ O_4\ H_2\ M'$
» bimetálico.....	$= Ph\ O_4\ H\ M'_2$
» trimetálico.....	$= Ph\ O_4\ M'_3$

172. Preparación.—Se obtiene este ácido oxidando el fósforo por el ácido nítrico diluído. Para conseguirlo se echa en una retorta ácido nítrico que sólo marque 22° Baumé, y se añaden unos pedacitos de fósforo, enchufando el cuello de aquélla en un matraz, *M*, rodeado de agua fresca (figura 39). Exponiendo, por fin, la retorta á un calor moderado, se apodera el fósforo de parte del oxígeno del ácido nítrico y se desprenden vapores nitrosos. A su vez el ácido nítrico destila y se condensa en el matraz *M*, quedando en la retorta el ácido fosfórico, que no es volátil á dicha temperatura. Si fuera necesario, se vuelve á la retorta el ácido nítrico condensado en el matraz, y se repite esta operación las veces que sea necesario, hasta que desaparezcan los trocitos de fósforo empleado; por último, se saca el ácido obtenido de la retorta y se evapora en una cápsula hasta que adquiera consistencia de jarabe.

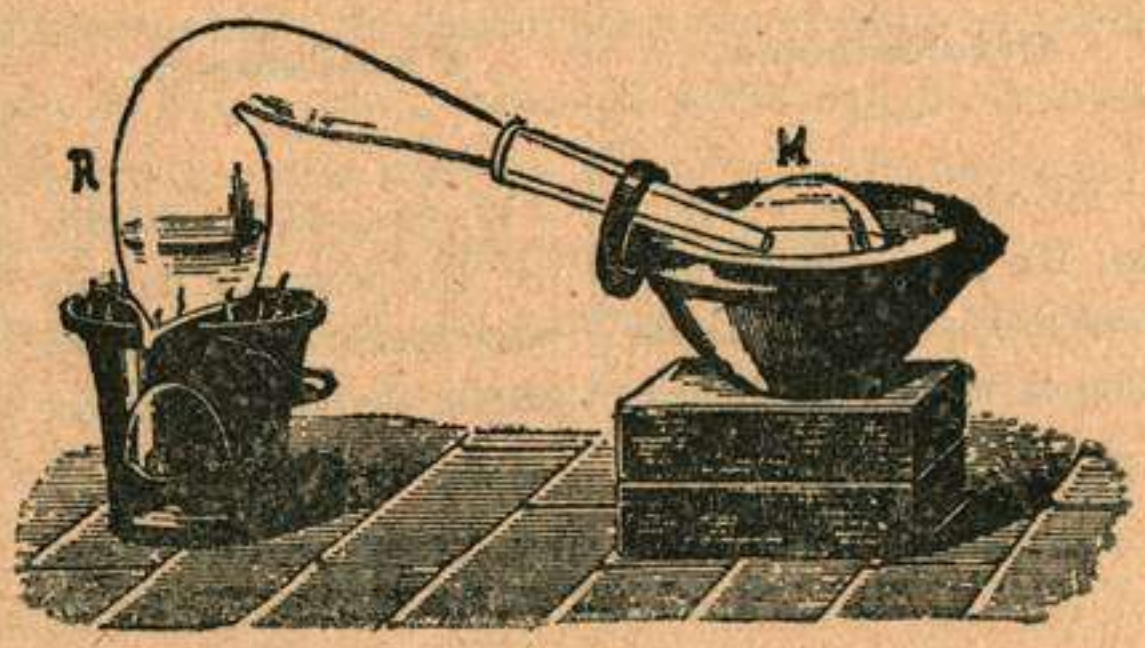


Fig. 39.

ACIDO PIROFOSFÓRICO..... $= Ph_2\ O_7\ H_4$

173. Propiedades y obtención.—Este ácido es sólido, incoloro, soluble en el agua y capaz de cristalizar. Al rojo sombra pierde una molécula de agua y se transforma en ácido metafosfórico.

El ácido pirofosfórico es tetrabásico, y puede formar dos clases de sales, cuyas respectivas fórmulas son:

$Ph_2\ O_7\ M'_4$..... = pirofosfato neutro.
$Ph_2\ O_7\ H_2\ M'_2$... = » ácido.

Se obtiene calentando el ácido ortofosfórico á una temperatura que no pase de 220°.

ACIDO METAFOSFÓRICO..... $Ph\ O_3\ H$.

174. Propiedades y obtención.—Este ácido es sólido, incoloro y de aspecto vítreo. Tiene un sabor muy ácido, y su afinidad por el agua es tanta, que absorbe el vapor acuoso del aire y se liquida. Es un ácido monobásico, cuyas sales tienen la fórmula $Ph\ O_3\ M'$.

Se prepara elevando hasta el rojo la temperatura del ácido ortofosfórico.

175.—Caracteres diferenciales de los ácidos fosfóricos.

Ortofosfórico.	Pirofosfórico.	Metafosfórico.
No coagula la albúmina. En presencia de una base precipita en *amarillo* con el nitrato argéntico.	No coagula la albúmina. En presencia de una base precipita en *blanco* con el nitrato argéntico.	*Coagula la albúmina.* Precipita en *blanco* con el nitrato argéntico.

ARSÉNICO..... $As'' = 75$.

176.—Este metaloide le obtuvo Schrœder en 1694, reduciendo por el carbón el ácido arsenioso.

Se encuentra algunas veces *nativo*, concrecionado y en láminas, y con más frecuencia unido á otros cuerpos formando los minerales llamados *rejalgar*, *oropimente*, *mispickel*, etc.

177. Propiedades.—El arsénico es un cuerpo sólido, de color gris de acero, frágil y de una densidad igual á 5,8. Cristaliza en romboedros, es insoluble en el agua, y se volatiliza, sin fundirse, á la temperatura de 300°; sin embargo, puede liquidarse calentándole en un tubo resistente y cerrado.

En contacto del aire húmedo se oxida, cubriéndose su superficie de una capa negruzca de óxido arsenioso, por lo que debe conservarse sumergido en agua privada de aire por la ebullición. Arde en el oxígeno y en el aire con llama azulada, produciendo humos blancos de anhidrido arsenioso, cuyos vapores tienen olor aliáceo y son muy venenosos.

Se combina directamente con el cloro cuando está muy dividido, en cuyo caso se inflama en dicho gas. También se combina con el hidrógeno si ambos elementos se hallan en estado naciente. El ácido nítrico le oxida y transforma en ácido arsénico.

178. Obtención.—Se extrae este metaloide calentando hasta el rojo el sulfo-arseniuro de hierro (*mispickel*), en cuyo caso se volatiliza el arsénico y se reduce aquel mineral á sulfuro ferroso; los vapores de dicho metaloide se hacen llegar á un recipiente frío, en donde se condensan.

HIDRÓGENO ARSENICAL..... $As\,H_3$

179.—Este cuerpo, llamado también *arseniuro trihídrico* y *arsenamina*, fué descubierto por el químico Scheele.

180. Propiedades.—Es un gas incoloro, de olor á ajos, liquidable á —40°, y de una densidad igual á 2,69.

Es combustible y arde en el aire con llama azulada, produciendo agua y humos blancos de anhidrido arsenioso. Se descompone por el calor en arsénico é hidrógeno; cortando la llama que produce al arder con un cuerpo frío, como la porcelana, se produce una mancha de color pardo obscuro y brillo metálico. Obra como reductor y es sumamente venenoso.

Su constitución atómica es análoga á la del amoníaco, sin más que sustituir un átomo de arsénico al hidrógeno de aquél; sin embargo, no tiene el carácter básico del amoníaco, ni altera las tinturas azules de los vegetales.

181. Preparación.—Se obtiene este gas tratando el arseniuro de zinc por el ácido clorhídrico, según manifiesta la siguiente reacción:

$$\underset{\text{Arseniuro de zinc.}}{As_2\,Zn_3} + \underset{\text{Acido clorhídrico.}}{6\,H\,Cl} = \underset{\text{Cloruro de zinc.}}{3\,Zn\,Cl_2} + \underset{\text{Hidrógeno arsenical.}}{2\,As\,H_3}$$

El aparato es el mismo que se usa para la obtención del hidrógeno representado en la figura 9.

182. Aplicaciones.—Se usa en Medicina para reconocer la presencia del arsénico en caso de envenenamiento. Se funda esta aplicación en la propie-

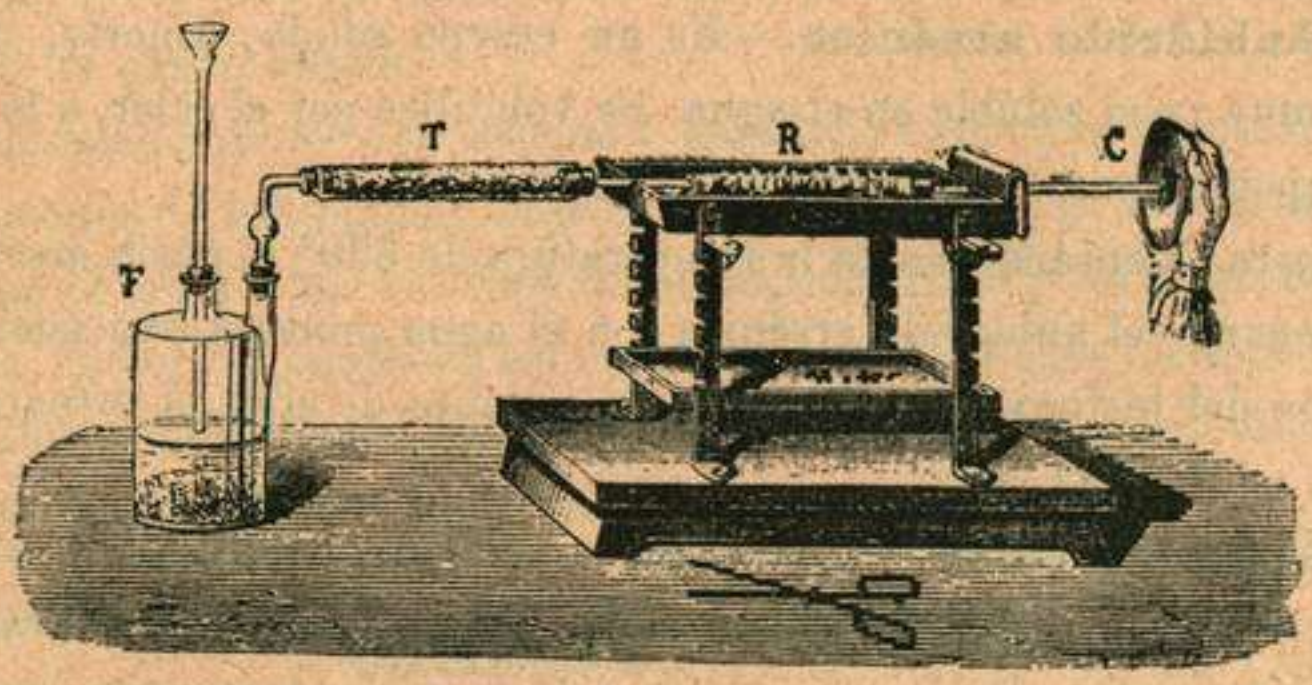


Fig. 40.

dad que tiene el hidrógeno naciente de combinarse con el arsénico para formar hidrógeno arsenical, cuyo gas se distingue por los caracteres que antes hemos mencionado, y especialmente por la mancha de arsénico que produce su llama al cortarla con una cápsula de porcelana. La operación se verifica fácilmente en un aparato de obtención del hidrógeno, modificado convenientemente por Marsh (fig. 40).

COMBINACIONES DEL ARSÉNICO CON EL OXÍGENO

183.—Al combinarse el arsénico con el oxígeno forma los anhidridos siguientes:

Anhidrido arsenioso.... $= As_2 O_3$
» arsénico..... $= As_2 O_5$

184. Anhidrido arsenioso.—Este cuerpo se presenta en dos estados isoméricos distintos: uno *opaco*, parecido á la porcelana, y el otro *vítreo*.

El vítreo es sólido, transparente y tiene una densidad de 3,79. Cristaliza en dos sistemas distintos, y se transforma con el tiempo en el ácido opaco. Éste tiene una densidad de 3,59 y es menos soluble en el agua que el vítreo; ambos se disuelven en el ácido clorhídrico. No tienen olor y poseen un sabor metálico repugnante. Son muy venenosos y corroen rápidamente las paredes del estómago, siendo su mejor antídoto el hidrato férrico y el de magnesio.

El anhidrido arsenioso obra como un ácido débil, transformándole los cuerpos reductores en arsénico, y los oxidantes en ácido arsénico.

Se prepara este cuerpo tostando los arseniuros y recogiendo en cámaras dispuestas al efecto los vapores de anhidrido resultantes.

En el comercio se le conoce con los nombres de *arsénico blanco* y *piedra de matar ratas*.

185. Anhidrido arsénico.—Es un cuerpo sólido, amorfo, de color blanco y muy poco soluble en el agua. Se volatiliza por el calor, á la vez que se descompone en oxígeno y anhidrido arsenioso.

Se prepara calentando hasta la temperatura de 300° el ácido arsénico.

Reaccionando el anhidrido arsénico con el agua produce tres ácidos análogos á los del fósforo, siendo el más importante de ellos el ortoarsénico ú ordinario, $= 2\ As\ O_4\ H_3$.

186. Ácido arsénico.—Este cuerpo es sólido, cristalizable y muy ávido del agua, por cuya razón absorbe el vapor acuoso del aire y se transforma en un líquido espeso. Es muy venenoso, y basta su contacto para producir en la piel úlceras de mal carácter.

Es an ácido muy enérgico, tribásico, cuyos átomos de hidrógeno pueden ser reemplazados total ó parcialmente por radicales metálicos de la misma dinamicidad. El calor le transforma primero en ácido piroarsénico, y después en el anhidrido.

Se prepara tratando el ácido arsenioso por el agua regia á una temperatura moderada.

CAPÍTULO V

Metaloides carbonoideos.

187.—Comprende esta familia, según Dumas, el *carbono*, *boro* y *silicio*, los cuales pueden presentarse bajo tres estados alotrópicos distintos: *amorfos*, *grafitoides* y *diamantinos*. En el estado diamantino y en el de grafito son muy inalterables, siendo pocos los agentes químicos que logran atacarlos. Los tres presentan la forma cristalina del diamante, y en este estado son los cuerpos más duros que se conocen. Son los metaloides que más resisten á la acción del calor sin fundirse ni volatilizarse, y ninguno de ellos tiene otro disolvente que los metales fundidos, especialmente el hierro y el aluminio.

Las analogías químicas de estos tres metaloides no son tan salientes como las físicas, sobre todo las relativas al boro, de cuyo cuerpo modernamente se ha hecho un grupo aparte.

El principal carácter del carbono y del silicio es el de combinarse con cuatro volúmenes de hidrógeno, originando dos volúmenes de un carburo de hidrógeno ($C\ H_4$) ó un siliciuro de hidrógeno ($Si\ H_4$) de propiedades muy análogas. El boro se separa en esto notablemente de dichos metaloides, puesto que no se combina con el hidrógeno; además, es tridinamo, mientras que el carbono y el silicio son tetradinamos.

CARBONO..... $C^{IV} = 12$.

188.—Este cuerpo es de los que más abundan en la Naturaleza. Unas veces se presenta puro y cristalizado, constituyendo el *diamante;* otras mezclado con diferentes cuerpos, formando los *carbones*, entre los que figuran el *grafito*, la *hulla*, etc., y otras, por fin, en combinación con diferentes elementos, originando multitud de compuestos del reino orgánico.

189. Diamante.—Este apreciado mineral es el carbono puro y cristalizado. Generalmente es incoloro, por más que algunas veces presenta matices muy variados, debido á cuerpos que le impurifican. Cristaliza en octae-

dros con aristas curvas, y también se encuentra formando poliedros de 24 y 48 caras. Su densidad es 3,5, y tiene un índice de refracción superior á los demás medios transparentes. Es el cuerpo más duro que se conoce, pero es frágil y se reduce fácilmente á polvo por el choque. Es infusible, y arde en el oxígeno sin dejar residuo, transformándose en anhidrido carbónico; no le atacan los álcalis ni los ácidos más enérgicos.

El diamante se encuentra en la Naturaleza en terrenos de aluvión moderno; pero no presenta la forma y brillo con que se usa en joyería, sino que aparece opaco y cubierta de estrías su superficie; para usarle como piedra preciosa hay que *tallarle*, lo que se consigue frotándole con polvo de su misma materia, hasta cubrir su superficie de facetas triangulares ó cuadrangulares, que facilitan la refracción y reflexión total de la luz que recibe. La talla del diamante puede hacerse en *brillante* ó en *rosa*; se llama brillante cuando está formado por dos pirámides unidas por su base, en las que se han hecho 64 facetas, y rosa si tiene plana su parte inferior, terminando por la superior en una cúpula de 24 facetas.

Este cuerpo, además de su uso en joyería, se aplica, por su gran dureza, para cortar el cristal y para la construcción de buriles y herramientas destinadas al trabajo de cuerpos muy resistentes; para este objeto se eligen los ejemplares imperfectos y obscuros.

190. Carbones.—Ya hemos indicado que reciben este nombre las mezclas del carbono con otros cuerpos extraños. Pueden aquéllos dividirse en carbones *naturales* y *artificiales*, figurando entre los primeros el *grafito*, *antracita*, *hulla*, *lignito* y *turba*; y entre los artificiales podemos citar el *cok*, *carbón vegetal*, *negro de humo* y *carbón animal*.

Grafito.—Este carbón, llamado también *plombagina* y *lápiz plomo*, contiene 98 por 100 de carbono, y se presenta en láminas exagonales de color gris de acero, untuosas al tacto y de una densidad de 2,15. Mancha de negro, es buen conductor de la electricidad y resiste sin fundirse las más altas temperaturas, por cuyas propiedades se usa en galvanoplastia y para la construcción de crisoles y lapiceros. Se encuentra en los terrenos primitivos, siendo muy nombradas las minas de Alibert, en Siberia.

Antracita.—Es un carbón muy brillante y compacto, que contiene 92 por 100 de carbono, y necesita para arder una corriente violenta de aire; en este caso arde con llama corta, desarrollando gran cantidad de calor.

Hulla.—Este mineral, llamado también *carbón de piedra*, contiene 60 á 70 por 100 de carbono, y 12 á 25 de materias bituminosas. Su color es generalmente negro brillante, la estructura suele ser hojosa, y tiene una densidad poco mayor que la del agua.

Las hullas se dividen en *grasas* y *secas:* éstas son más compactas y producen al arder una llama corta, mientras que aquéllas arden con mucha llama, y al verificarlo se sueldan unos pedazos á otros. Las hullas grasas son muy apreciadas en la industria por el mucho calor que origina su combustión.

La hulla se encuentra en los terrenos primarios, y procede de transformaciones que han sufrido en las primeras épocas geológicas los vegetales que entonces existían.

Lignito.—Este carbón se encuentra en el terreno terciario, y procede de vegetales enterrados en épocas relativamente recientes. Contiene menos carbono que la hulla, y su aspecto, como indica su nombre, es leñoso, presentándose bajo formas muy distintas: unas veces es negro y susceptible de gran pulimento, constituyendo el *azabache;* otras de color café obscuro y terroso, llamado entonces *tierra de sombra*, y otras, por fin, de color pardo y estructura orgánica, denominado *madera fósil.*

Turba.—Este carbón es de formación actual y procede de la descomposición de vegetales acuáticos. Contiene poco carbono y exhala mal olor al arder, dejando muchas cenizas; es un combustible de poco valor.

Cok.—Es el residuo fijo que queda al destilar la hulla en vasos cerrados. Su aspecto es esponjoso, tiene color agrisado y conduce bien el calor y la electricidad. Arde sin llama, produciendo mucho calor, por lo que es un combustible muy apreciado.

Carbón vegetal.—Resulta este carbón de la combustión incompleta de los vegetales leñosos. Para obtenerle se hace una pila con trozos de aquéllos, colocados verticalmente, afectando la forma de un tronco de cono rebajado (fig. 41), y se deja en el centro una abertura vertical ó chimenea, que comunica con otras horizontales hechas en diferentes puntos de su perímetro; el interior de la chimenea se llena de leña menuda, y toda la superficie de la pila se cubre con césped y arena. En estas condiciones se enciende el combustible colocado dentro de la chimenea, y, efecto del calor originado al arder la madera colocada en la parte central de la pila, se carboniza poco á poco el resto de la leña. Cuando se juzga terminada la carbonización, se tapan con arena la chimenea y aberturas laterales, y se espera á que la pila se enfríe; después se deshace y separan los trozos no carbonizados, llamados *tizos.*

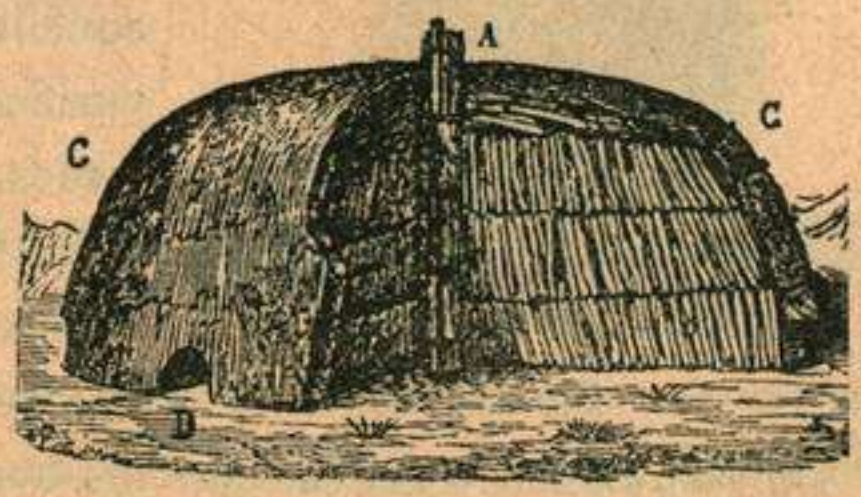


Fig. 41.

Este método es muy sencillo y económico, pero se pierden en él todos los

productos volátiles que se desprenden al calcinar la madera. Para aprovechar éstos se usa otro procedimiento, que consiste en someter la leña á una elevada temperatura dentro de cilindros de hierro puestos en comunicación con tubos rodeados de agua fría; en este caso queda en dichos cilindros el carbón de que nos ocupamos, y se condensan en los tubos diferentes líquidos, de los que luego se obtiene el ácido piroleñoso, espíritu de madera, breas, etc. Muchos de los gases que resultan en esta operación son combustibles, y para utilizarlos se les lleva por tubos al interior del hogar, aprovechando de este modo el calor que produce su combustión. El carbón obtenido por cualquiera de estos procedimientos resulta ligero, muy poroso y frágil; arde sin llama, dejando un residuo de 2 á 3 por 100 de cenizas. Absorbe grandes volúmenes de gases, y por esta propiedad se le usa para sanear las aguas por filtración.

Negro de humo.—Este es un carbón muy ligero y dividido, que resulta de la combustión incompleta de los cuerpos muy carburados, como las grasas, resinas, breas, etc. Para obtenerle se queman dichas materias en calderas de hierro, *N* (fig. 42), y se dirige la llama al interior de una cámara de fábrica, *F*, en cuyas paredes se deposita dicho carbón; para recogerle se baja un cono de palastro, *H*, que cierra dicha cámara, y al raspar sus bordes las paredes, deja caer al fondo de aquélla el negro de humo obtenido; éste se purifica luego calcinándolo en crisoles cerrados.

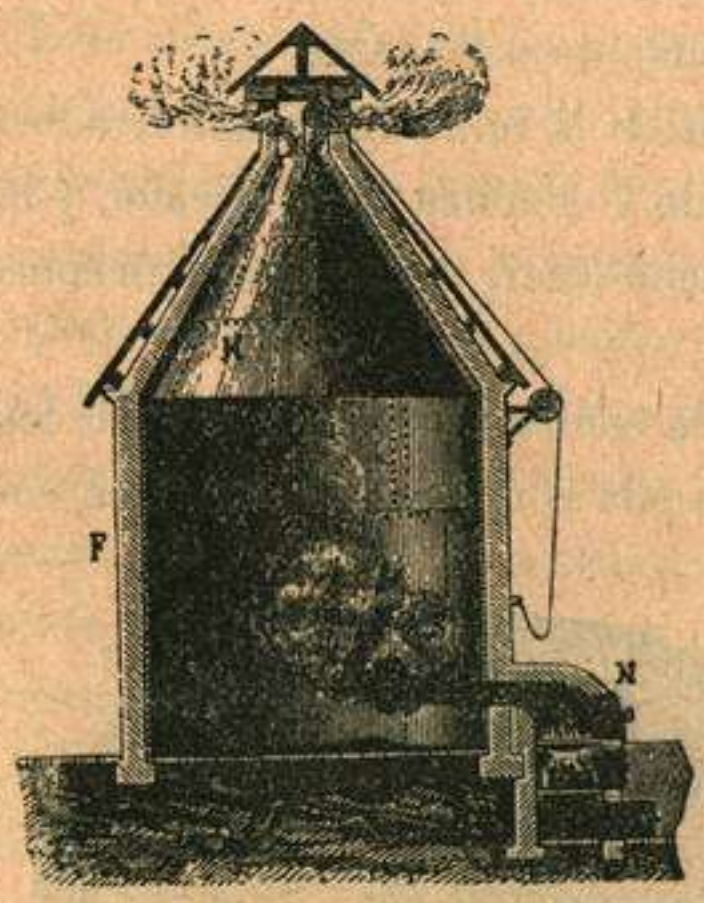


Fig. 42.

El negro de humo se usa en la pintura, y constituye la base de la *tinta de china* y *de imprenta.*

Carbón animal.—Al calcinar los huesos fuera del contacto del aire, se descompone y carboniza la parte orgánica de los mismos, originando esta clase de carbón, llamado también *negro de marfil.* Este carbón es el más poroso de todos, y tiene la propiedad de fijar las materias colorantes y absorber los gases, por cuya propiedad se utiliza en la industria como descolorante y desinfectante.

191. Propiedades del carbono.—Además de las que hemos citado al hablar en particular de los diferentes carbones, presenta este metaloide la propiedad de ser el cuerpo más infusible que se conoce, y sólo á temperaturas de 3.500° empieza á volatilizarse, pero sin fundirse. Á la temperatura

ordinaria no le ataca ningún agente químico; pero elevando aquélla se combina directamente con el oxígeno, formando el óxido de carbono ó el anhidrido carbónico, según domine el carbono ó el oxígeno en dicha reacción. También se une con el hidrógeno á temperaturas elevadas, produciendo un gas combustible llamado *acetileno*, y en las mismas condiciones se combina con el azufre, formando el sulfuro de carbono. El agua se descompone, á su vez, por la acción del carbón enrojecido, resultando de esta acción una mezcla de hidrógeno, óxido de carbono y anhidrido carbónico.

En contacto del aire, y á una elevada temperatura, reduce los óxidos de casi todos los metales.

192. Combinaciones del carbono con los metaloides anteriores.—Al combinarse el carbono con el hidrógeno forma una multitud de compuestos, llamados *carburos de hidrógeno*, cuyo estudio corresponde realmente á la química orgánica. En esta parte sólo estudiaremos los dos siguientes:

Formeno..... CH_4
Etileno..... C_2H_4

Además se combina dicho metaloide con el oxígeno, con el azufre y con el nitrógeno, originando los cuerpos siguientes:

Óxido de carbono..... CO
Anhidrido carbónico..... CO_2
Sulfuro de carbono..... CS_2
Cianógeno..... CN

FORMENO..... CH_4

193.—Este cuerpo, conocido además con los nombres de *gas de los pantanos*, *hidrógeno protocarbonado*, *hidruro de metilo* y *metano*, fué descubierto por Volta en 1778.

Se forma espontáneamente en la descomposición de las materias orgánicas existentes en las aguas cenagosas, y también se desprende en las minas de carbón de piedra.

194. Propiedades.—El formeno es un gas transparente, sin olor ni sabor, y tiene una densidad de 0,56. Es poco soluble en el agua y muy difícil de liquidar. El calor le descompone, á una alta temperatura, en hidrógeno y acetileno. Arde en el aire con llama poco luminosa, produciendo agua y anhidrido carbónico.

Mezclado con el aire, detona al aproximar un cuerpo en ignición; esta mezcla, que se forma con frecuencia en las minas de carbón de piedra, se la conoce con el nombre de *fuego grisú*, y sus temibles efectos pueden evitarse alumbrándose en el interior de aquéllas con la *lámpara de seguridad* ideada por Davy. Esta lámpara (figura 43) está fundada en la propiedad que tienen las telas metálicas de enfriar la llama de los gases en ignición, impidiendo, por lo tanto, que se propague al exterior la combustión que se origina en el interior de la lámpara cuando arde en el seno de una mezcla detonante.

Fig. 43.

195. Preparación.—Puede obtenerse el formeno, aunque algo impuro, agitando con un palo el fondo de un pantano y recogiendo el gas resultante en un frasco invertido, lleno de agua y provisto en su boca de un embudo.

En los laboratorios se prepara perfectamente puro calentando una mezcla de acetato sódico y cal sodada, que es el producto que se obtiene calcinando la cal viva con la mitad de su peso de sosa cáustica. El aparato empleado en esta operación es el que sirve para la obtención del oxígeno (fig. 18), y bajo la influencia del calor se verifica la reacción siguiente:

$$\underset{\text{Acetato sódico.}}{O_2\,H_3\,O_2\,Na} + \underset{\text{Sosa cáustica.}}{Na\,OH} = \underset{\text{Carbonato sódico.}}{CO_3\,Na_2} + \underset{\text{Formeno.}}{CH_4}$$

La cal sólo sirve en esta reacción para evitar que se funda la sosa, que en estas condiciones atacaría al cristal de la retorta.

ETILENO..... $C_2\,H_4$

196.—Este cuerpo, llamado también *hidrógeno bicarbonado*, *gas oleificante* y *gas de los holandeses*, es incoloro y posee un olor desagradable á marisco. Se liquida á —1° bajo la presión de 43 atmósferas; tiene por densidad 0,97, y es poco soluble en el agua. Arde en el aire con llama brillante, originando agua y anhidrido carbónico.

Se combina directamente con el cloro bajo la acción de la luz, produciendo el *bicloruro de etileno*, líquido oleaginoso, de color etéreo, llamado *licor de los holandeses*. El bromo da un producto análogo y se descolora.

197. Preparación.—Se obtiene este gas deshidratando en caliente el alcohol por el ácido sulfúrico, en cuyo caso se verifica la siguiente reacción:

$$\underset{\text{Alcohol.}}{C_2\,H_6\,O} = \underset{\text{Agua.}}{H_2\,O} + \underset{\text{Etileno.}}{C_2\,H_4}$$

La operación se verifica en el aparato que representa la figura 44. En el matraz *M* se pone un volumen de alcohol y dos de ácido sulfúrico, previamente mezclados, añadiendo un poco de arena silícea para evitar que se hinche la masa. Calentando dicha mezcla hasta unos 160°, se desprende el etileno y vapores de otros cuerpos, los que se hacen pasar primero por el frasco *P*, que contiene una disolución de potasa, y luego por otro, *S*, con ácido sulfúrico, en los que se condensan dichos vapores, marchando el etileno á la campana *C*, colocada en la cuba hidroneumática.

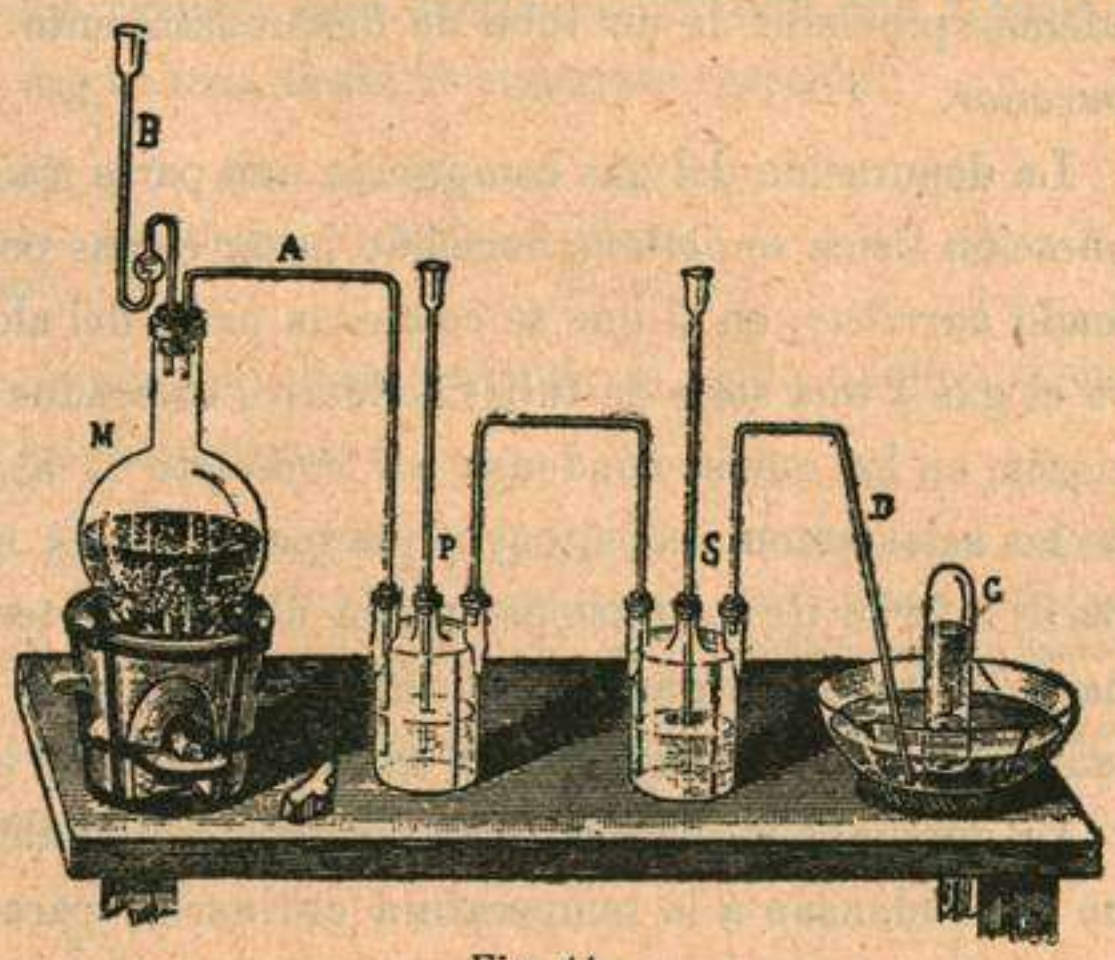


Fig. 44.

GAS DEL ALUMBRADO

198.—Este cuerpo empezó á usarse en el alumbrado público desde 1820, si bien fué propuesto para el mismo objeto en 1785 por Philippe Lebon.

Se obtiene por la destilación de las hullas grasas; 100 kilogramos de carbón producen, por término medio, 30 metros cúbicos de una mezcla gaseosa cuya composición suele ser la siguiente:

Hidrógeno	45,58
Formeno	34,90
Etileno y otros carburos	6,46
Oxido de carbono	6,64
Anhidrido carbónico	3,67
Nitrógeno	2,46
Acido sulfhídrico	0,29
	100,00

Además quedan en los aparatos en que se realiza dicha destilación 4,3 kilogramos de alquitrán y 1,6 hectolitros de cok.

La operación se verifica en grandes hornos, dentro de los cuales se introducen *retortas* semicilíndricas de tierra refractaria, llenas de hulla grasa.

Estas retortas se cargan de dicho combustible por su parte anterior, la que puede cerrarse herméticamente por medio de una tapa de fundición; están además provistas de un tubo de desprendimiento que conduce el gas al *depurador*.

La depuración del gas comprende una parte *física* y otra *química*. La depuración física se obtiene haciendo pasar el gas por un cilindro lavador llamado *barrilete*, en el que se condensa parte del alquitrán y el agua; de aquí va el gas á una serie de tubos de hierro, colocados verticalmente en forma de ziszás, en los que se condensa por completo el alquitrán y la mayor parte de las sales amoniacales, cuyos productos caen á un depósito colocado en la parte inferior de los mismos, y, por último, se termina la depuración física haciendo pasar los gases resultantes por un gran cilindro lleno de cok mojado, cuyo líquido disuelve las sales amoniacales que aun pudieran quedar.

La depuración química tiene por objeto eliminar los cuerpos gaseosos que no se condensan á la temperatura ordinaria, para lo cual se hace pasar el gas por una caja horizontal que contiene varios platillos cargados, unos de aserrín de madera húmedo para retener el amoníaco, otros de una mezcla de yeso y sexquióxido de hierro hidratado, que fija el hidrógeno sulfurado transformándole en sulfuro de hierro, y otros, por fin, de cal viva, que absorbe el anhidrido carbónico.

Purificado de este modo el gas del alumbrado, se le dirige á los gasómetros (F. 213), donde se le almacena para usarle cuando sea necesario.

ÓXIDO DE CARBONO..... *CO.*

199.—Este cuerpo, conocido también con el nombre de *carbonilo*, fué descubierto por Priestley.

Se forma espontáneamente este gas al arder los diferentes combustibles carbonados en una atmósfera limitada y falta, por lo tanto, de suficiente oxígeno, como sucede en las estufas de poco tiro, al encender el carbón de un brasero, etc.

200. Propiedades.—Este cuerpo es gaseoso á la temperatura ordinaria, difícilmente liquidable, sin olor, color ni sabor, poco soluble en el agua, y tiene una densidad de 0,97.

Es un cuerpo neutro á los reactivos, pero se conduce en las combinaciones como un radical diatómico. Tiene gran tendencia á combinarse con el oxígeno para formar anhidrido carbónico, por lo que es un reductor muy enérgico, sobre todo en caliente.

Es un veneno muy violento, tanto más de temer, cuanto que no es posi-

ble apercibirse de su presencia por carecer de olor. Arde en el aire con llama azulada, produciendo anhidrido carbónico.

201. Obtención. — Se prepara este cuerpo calentando una mezcla de carbón y óxido de zinc, según manifiesta la siguiente reacción:

$$\underset{\text{Óxido de zinc.}}{ZnO} + \underset{\text{Carbono.}}{C} = \underset{\text{Zinc.}}{Zn} + \underset{\text{Óxido de carbono.}}{CO}$$

Puede obtenerse más fácilmente deshidratando el ácido oxálico cristalizado por el ácido sulfúrico concentrado:

$$\underset{\text{Ácido oxálico.}}{C_2 H_2 O_4, 4 H_2 O} + \underset{\text{Ácido sulfúrico.}}{SO_4 H_2} = \underset{\text{Ácido sulfúrico hidratado.}}{SO_4 H_2, 5 H_2 O} + \underset{\text{Anhidrido carbónico.}}{CO_2} + \underset{\text{Óxido de carbono.}}{CO}$$

En el matraz *A* (fig. 45) se pone la mezcla de ácido oxálico y sulfúrico, y se calienta moderadamente colocando aquél sobre un hornillo, en cuyo caso se produce, según indica la anterior reacción, una mezcla de anhidrido carbónico y óxido de carbono. Esta mezcla gaseosa se hace pasar por el frasco *B*, que contiene una lejía de sosa, cuya base retiene el anhidrido carbónico, y el óxido de carbono restante marcha por el tubo *D* á la campana *C*, colocada sobre el puente de la cuba hidroneumática.

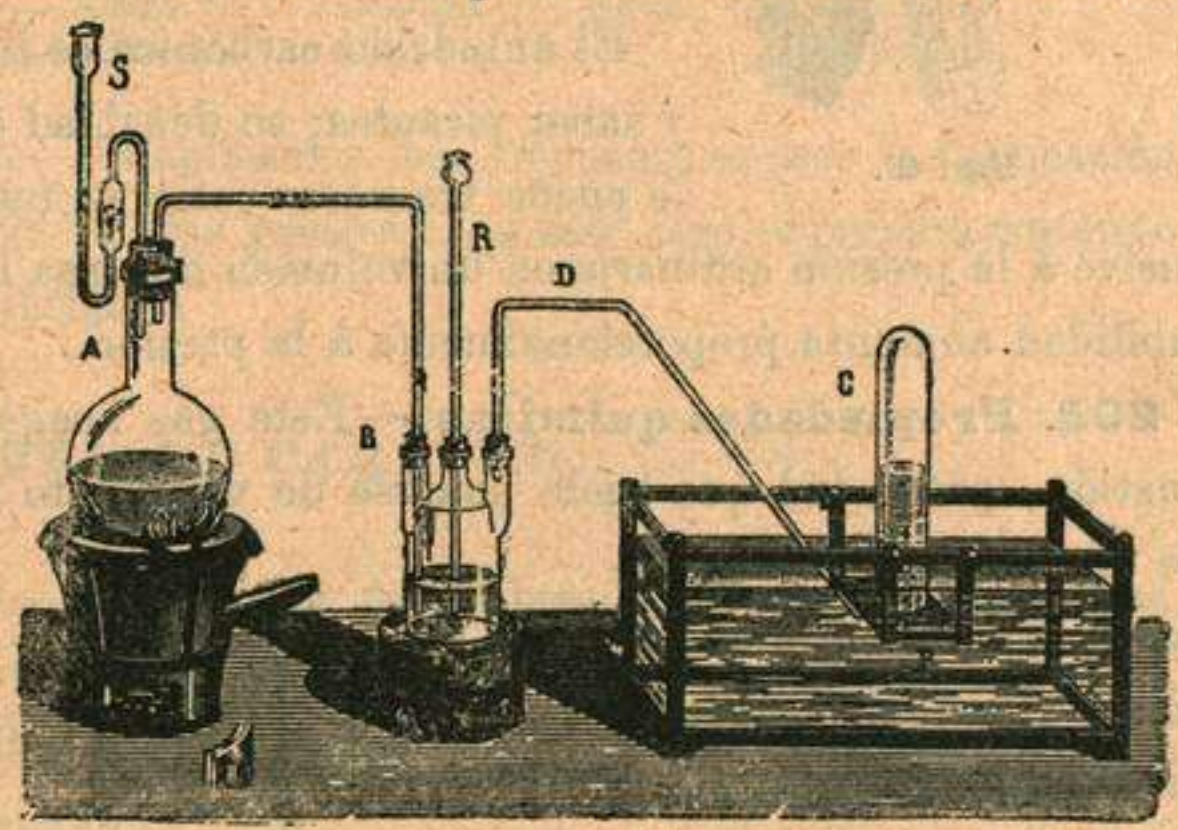


Fig. 45.

202. Aplicaciones.—Es un cuerpo muy usado en metalurgia, por reducir á metal la mayor parte de los óxidos metálicos.

ANHIDRIDO CARBÓNICO..... CO_2

203.—Este cuerpo fué conocido en 1648 por Van Helmont, quien le dió el nombre de *espíritu silvestre*. También se le llamó *gas cretáceo* por desprenderse al calcinar la creta, y, por fin, Lavoisier, en 1775, le estudió detenidamente y fijó su composición.

Es muy abundante en la Naturaleza, ya libre, como sucede en el aire, ó

bien en combinación formando carbonatos, como el de calcio, que constituye una parte importante de la corteza terrestre.

Resulta también como producto de las erupciones volcánicas, de la respiración de los animales y de muchas combustiones y fermentaciones.

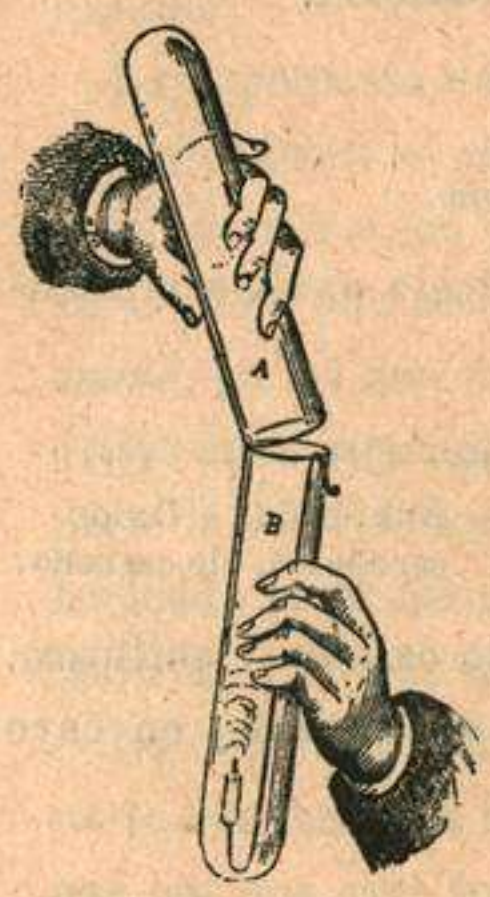


Fig. 46.

204. Propiedades físicas.—Es gaseoso á la temperatura ordinaria, pero se liquida á 6° bajo la presión de 36 atmósferas, produciendo un líquido incoloro y muy movible; dejando escapar un filete líquido de este cuerpo, se solidifica parte del anhidrido carbónico por el calor que absorbe el resto al evaporarse, produciendo unos copos blancos parecidos á la nieve. Mezclado este polvo con el éter, produce, al vaporizarse, una temperatura de —110°.

El anhidrido carbónico es incoloro y tiene un olor y sabor picantes; su densidad es 1,53, por lo que se le puede trasvasar como si fuera un líquido. Se disuelve á la presión ordinaria en un volumen de agua igual al suyo, y su solubilidad aumenta proporcionalmente á la presión.

205. Propiedades químicas.—Este gas apaga los cuerpos en combustión, propiedad que suele ponerse de manifiesto colocando en el fondo de una probeta, *B*, una bujía encendida, en la que se vierte el anhidrido carbónico contenido en otra, *A*, (fig. 46), en cuyo caso se apaga aquélla. Tampoco sirve para la respiración, y mueren por asfixia los animales sometidos á una atmósfera de este gas. Para averiguar su presencia basta introducir una luz encendida en el sitio en que se sospecha pueda existir, la que se apagará inmediatamente en caso afirmativo.

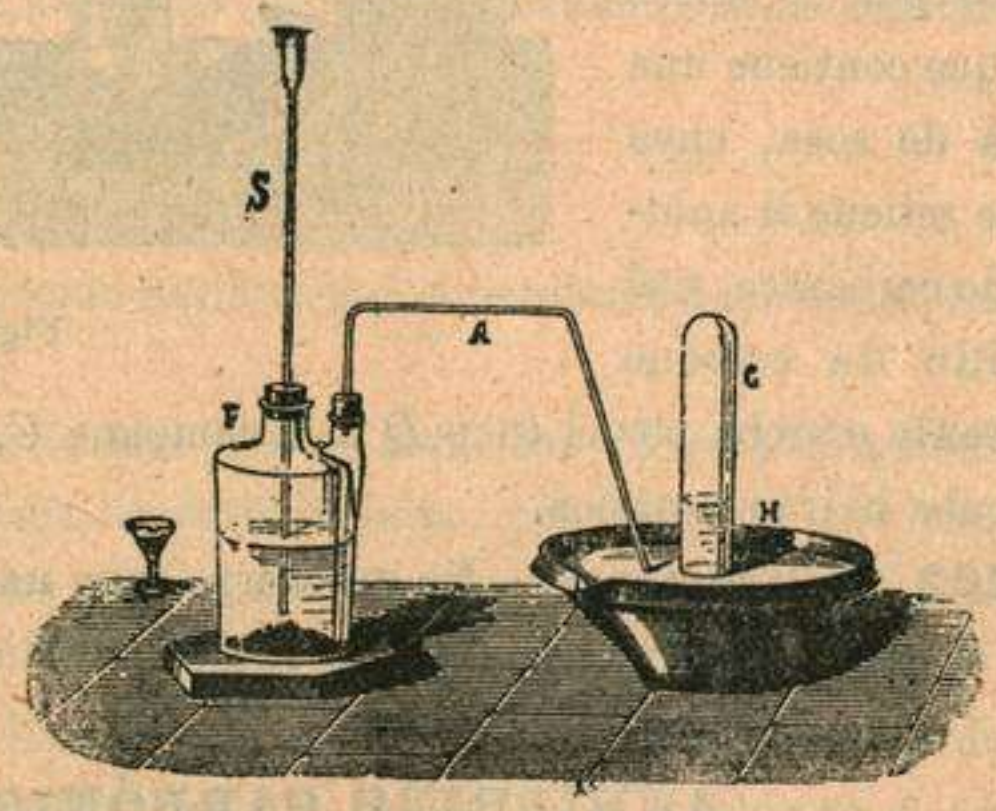


Fig. 47.

El anhidrido carbónico no altera el papel de tornasol cuando está seco, y lo enrojece débilmente si está húmedo; por lo que se supone que, al reaccionar con el agua, como sucede á los anhidridos, forma el ácido carbónico $= CO_3 H_2$, que es bibásico y no se ha podido aislar.

El carbono y el hidrógeno reducen este cuerpo á una elevada temperatura, convirtiéndole en óxido de carbono.

La propiedad característica de este gas es la de formar con el agua de cal un *precipitado blanco* de carbonato cálcico.

206. Preparación.—Se obtiene el anhidrido carbónico tratando el carbonato de calcio (*mármol*) por el ácido clorhídrico. Para ello se pone en un frasco, *F*, de dos bocas (fig. 47) un poco de agua y mármol groseramente machacado, y por el tubo de seguridad *S* se añade ácido clorhídrico, en cuyo caso se desprende inmediatamente el gas de que nos ocupamos, el cual marchará por el tubo de desprendimiento *A* á la campana *C*, colocada sobre la cuba hidroneumática. La reacción que en este caso tiene lugar es la siguiente:

$$\underset{\text{Carbonato cálcico.}}{CO_3\ Ca} + \underset{\text{Ácido clorhídrico.}}{2\ H\ Cl} = \underset{\text{Cloruro cálcico.}}{Ca\ Cl_2} + \underset{\text{Agua.}}{H_2\ O} + \underset{\text{Anhidrico carbónico.}}{CO_2}$$

207. Aplicaciones.—Su aplicación más frecuente es para la fabricación del *agua de Seltz* y demás bebidas gaseosas; en este caso se prepara tratando la creta por el ácido sulfúrico.

SULFURO DE CARBONO..... CS_2

208. Propiedades.—Este cuerpo, descubierto en 1796 por Lampadius es líquido á la temperatura ordinaria, pero se solidifica á — 116°. Hierve á 45°, es incoloro, muy volátil, y posee un olor fétido á berzas podridas; si está completamente puro, tiene un olor análogo al del éter. Su densidad es igual á 1,26, y su poder refringente es extraordinario. No se disuelve en el agua, y lo verifica fácilmente en el alcohol y en el éter. Disuelve á las grasas, al azufre, al fósforo, á la goma elástica, al caucho y á otros muchos cuerpos.

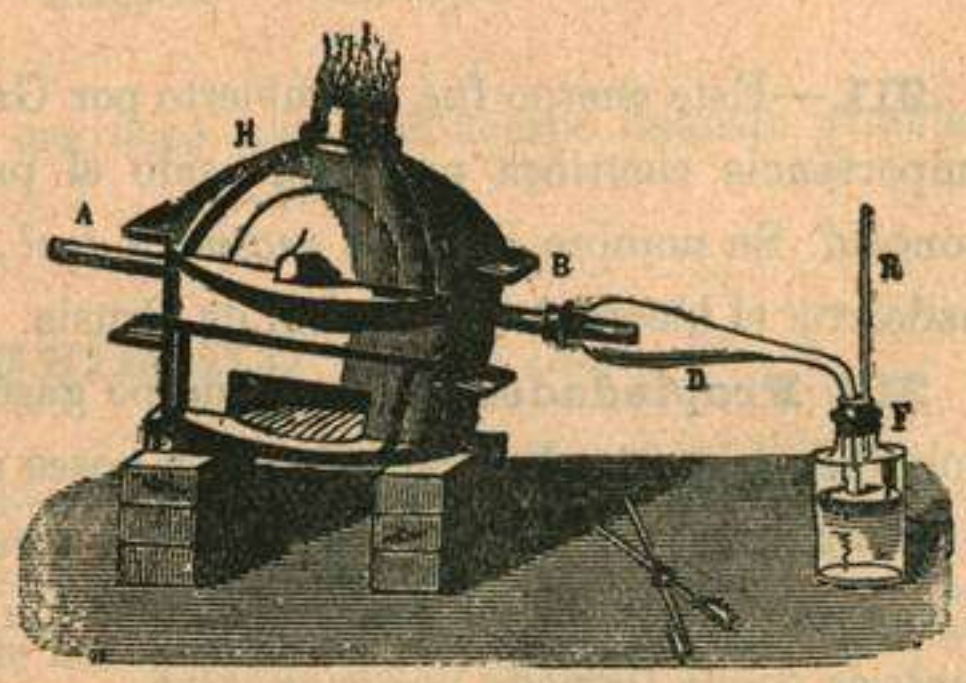


Fig. 48.

Es combustible y arde en el aire con llama azulada, produciendo anhidrido carbónico y sulfuroso. Es venenoso, tanto el líquido como los vapores que produce.

209. Obtención.—Se prepara este cuerpo haciendo actuar el vapor de

azufre sobre el carbón enrojecido. Para esto se pone en un tubo de porcelana, *A B* (fig. 48), carbón de pino, y se coloca en un hornillo inclinado, *H*; el extremo *A* de aquél se cierra con un tapón, y el otro, *B*, se hace comunicar con un frasco, *F*, por intermedio de la alargadera *D*. Elevando la temperatura del horno, se pone al rojo el carbón contenido en el tubo *A B*, y entonces se van echando por la extremidad *A* pedazos de azufre, los que se funden y evaporan, combinándose después con el carbón para producir vapores de sulfuro de carbono; parte de éstos se condensan en la alargadera *D*, y los restantes lo verifican en el agua que contiene el frasco *F*. Una vez separado del agua por decantación el sulfuro de carbono obtenido, se le trata por cal viva para desecarle del todo, y, por fin, se destila á 50°. En la industria se reemplaza el tubo de porcelana por grandes cilindros de hierro llenos de carbón de cok y colocados verticalmente en un horno. Cuando aquéllos están al rojo se introducen pedazos de azufre por un tubo que llevan en su parte inferior, y los vapores de azufre, al pasar por el carbón enrojecido, originan el sulfuro de carbono, cuyo cuerpo se hace llegar á unos refrigerantes para que se condense.

210. Aplicaciones.—Este líquido se usa en muchas industrias por su gran poder disolvente; por esto se emplea en la extracción de las resinas, aceites y esencias; para desengrasar las lanas, y en la vulcanización del caucho. Obra también como insecticida, y se emplea por esta propiedad para combatir la *filoxera* de la vid.

CIANÓGENO..... $Cn = Cy$.

211.—Este cuerpo fué descubierto por Gay-Lussac en 1814, y tiene gran importancia científica por haber sido el primer radical compuesto que se conoció. Su nombre significa *engendro azul*, porque, efectivamente, combinado con el hieoro forma el azul de Prusia.

212. Propiedades.—Es un cuerpo gaseoso que se liquida á —20°, y se solidifica á —34°. Es transparente y posee un olor análogo al de las almendras amargas. El agua disuelve cuatro veces su volumen, y el alcohol 25. Tiene una densidad de 1,8, y por la acción del calor se transforma en una materia sólida llamada *paracianógeno*.

El cianógeno es un compuesto endotérmico, por cuya razón se descompone fácilmente por la acción del calor y de la electricidad.

Es muy venenoso, y arde en el aire con llama purpúrea, produciendo nitrógeno y anhidrido carbónico. A pesar de ser un cuerpo compuesto, obra en Química como un cuerpo simple electro-negativo, análogo á los halóge-

nos cloro, bromo, etc., por lo que se le considera como un radical monodinamo. En efecto, como aquéllos, se combina con un volumen de hidrógeno igual al suyo, originando dos volúmenes de un compuesto gaseoso llamado ácido cianhídrico, semejante al ácido clorhídrico. Por este modo de conducirse se le representa por el símbolo *Cy*, como si se tratase de un cuerpo simple; su molécula consta también, como las del hidrógeno, de dos átomos.

213. Preparación.—Se obtiene fácilmente este cuerpo calentando el cianuro mercúrico en una retorta de cristal, como indica la figura 49, en

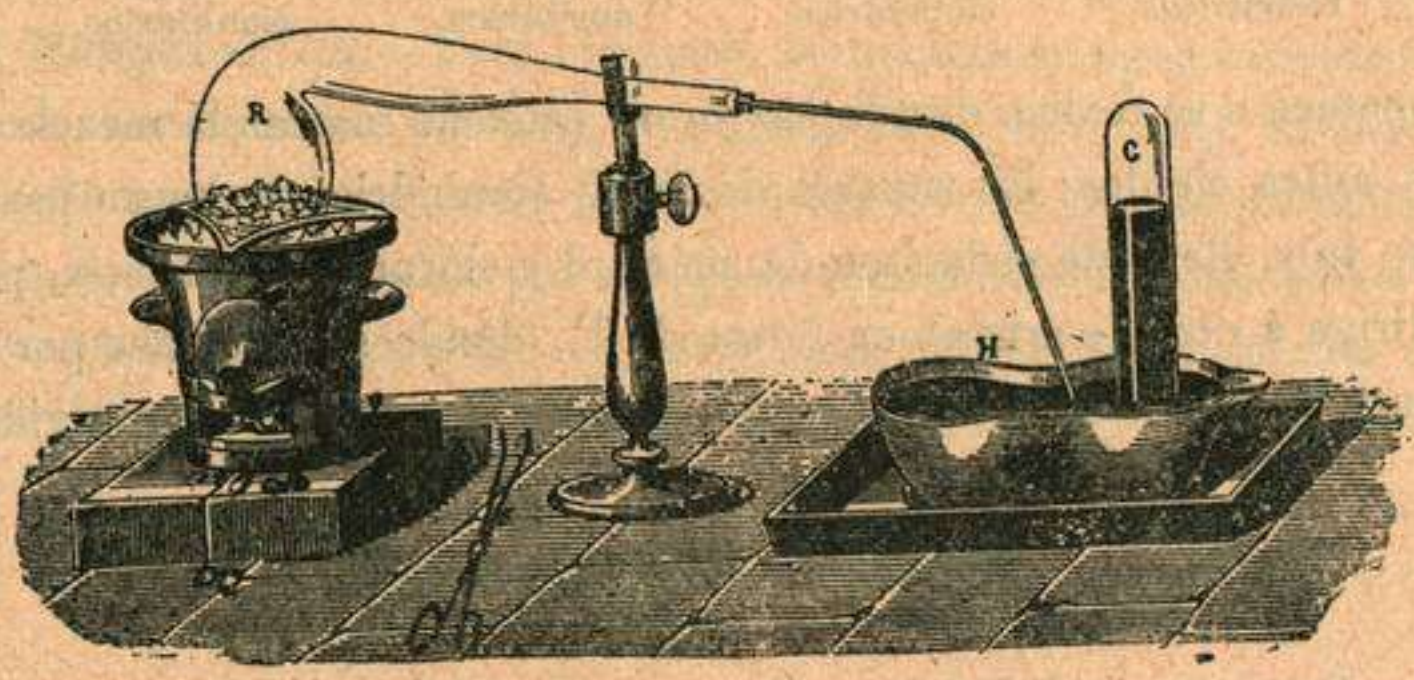


Fig. 49.

cuyo caso se descompone dicha sal en mercurio y cianógeno, cuyo gas se recoge en la cuba hidrárgico-neumática.

$$\underset{\text{Cianuro mercúrico.}}{Hg\ Cy_2} = \underset{\text{Mercurio.}}{Hg} + \underset{\text{Cianógeno.}}{2\,Cy}$$

En la retorta queda un polvo negruzco, que es el cuerpo llamado paracianógeno, de que antes hablamos.

ÁCIDO CIANHÍDRICO.... *H Cy.*

214.—Este cuerpo fué descubierto, en 1782, por Scheele, quien le dió el nombre de *ácido prúsico* por haberle obtenido del azul de Prusia.

Se encuentra en los huesos de las cerezas, en las almendras amargas, en las hojas del laurel-cerezo, etc.

215. Propiedades.—Es un líquido incoloro, de un olor fuerte á almendras amargas y de una densidad igual á 0,7. Se disuelve en el agua, en todas proporciones, se solidifica á —15° y hierve á 26°,5.

Es un veneno de los más violentos, y obra con una rapidez extraordinaria;

basta poner una gota en la lengua de un conejo, para que muera el animal casi instantáneamente.

Arde en el aire con llama violada, y obra en las reacciones como los demás hidrácidos, formando sales halógenas llamadas *cianuros*.

216. Preparación.—El medio más usado para preparar este cuerpo consiste en tratar en caliente el cianuro mercúrico por el ácido clorhídrico, según manifiesta la siguiente reacción:

$$\underset{\text{Cianuro mercúrico.}}{Hg\ Cy_2} + \underset{\text{Ácido clorhídrico.}}{2\ H\ Cl} = \underset{\text{Cloruro mercúrico.}}{Hg\ Cl_2} + \underset{\text{Ácido cianhídrico.}}{2\ H\ Cy}$$

La operación se realiza destilando en un pequeño matraz la mezcla de los cuerpos antes citados; los vapores de ácido cianhídrico se hacen pasar por un largo tubo lleno de pedacitos de mármol y cloruro de calcio, y, por fin, se les dirige á otro de cristal en forma de U, donde se condensa por el enfriamiento de una mezcla de sal y hielo en que éste se halla sumergido.

BORO..... $Bo''' = 11.$

217.—Este metaloide fué descubierto por Gay-Lussac y Thenard en 1808. Se le encuentra en la Naturaleza combinado con otros elementos, formando el ácido bórico y los boratos.

218. Propiedades.—Se presenta en los mismos estados alotrópicos que el carbono, ó sea *diamantino*, *grafitoide* y *amorfo*.

El boro diamantino es sólido, generalmente incoloro, cristaliza en prismas rectos de base cuadrada, tiene una densidad de 2,68 y es tan duro como el diamante. No se oxida á ninguna temperatura, y sólo le atacan, en caliente, el cloro, bromo y fluor.

Se disuelve en el aluminio fundido, separándose del mismo, al solidificarse este metal, en forma de laminitas análogas al grafito.

El boro amorfo es pulverulento y de color verdoso, y se combina en caliente con el nitrógeno, formando nitruro de boro.

219. Obtención.—Se prepara este cuerpo tratando el anhidrido bórico por el aluminio ó el sodio á la temperatura del rojo, y según el método empleado, resulta en uno de los tres estados alotrópicos antes citados.

ÁCIDO BÓRICO..... $Bo\ O_3\ H_3$

220.—Este cuerpo, llamado también *sal sedativa de Homberg*, fué descubierto por este químico en 1702.

Se encuentra disuelto en algunas aguas de Toscana, de las que se obtiene por evaporación.

221. Propiedades.—Es sólido, de un sabor astringente, y cristaliza en laminitas blancas muy untuosas al tacto. Se disuelve algo en agua fría y más en caliente; también lo verifica en el alcohol, á cuya llama comunica un color verde característico.

El ácido bórico es tribásico, y por su fijeza desaloja en caliente á otros más enérgicos que él; en cambio, es desalojado en frío por aquéllos. Bajo la acción del calor pierde toda el agua y se convierte en anhidrido bórico.

222. Preparación.—Para obtenerle se disuelve en agua caliente, hasta saturación, borato sódico (bórax), y se añade ácido clorhídrico, en cuyo caso se forma cloruro sódico y queda libre el ácido bórico, que se precipita poco á poco en láminas nacaradas por ser poco soluble. Se usa este ácido, como fundente, en la fabricación del cristal y para impregnar la torcida de las bujías esteáricas, evitando el tener que espabilarlas.

SILICIO..... $Si^{IV} = 28$.

223.—Este metaloide presenta los mismos estados alotrópicos que el carbono y el boro. Berzelius lo aisló por vez primera en estado amorfo; después lo preparó Woehler en el de grafito, y, por último, Sainte-Claire Deville le obtuvo diamantino.

No existe libre en la Naturaleza, pero sus combinaciones con el oxígeno y otros elemento son muy abundantes.

224. Propiedades.—En el estado *diamantino* es sólido, opaco, con lustre metálico, y cristaliza en octaedros; su dureza es menor que la del diamante, pero raya al cristal. Tiene por densidad 2,5, y conduce bien el calor y la electricidad.

El silicio *grafitoide* se presenta formando laminitas parecidas al grafito, y, como éste, conduce el calor y la electricidad.

En el estado amorfo aparece el silicio en forma de un polvo pardusco suave al tacto, si no se ha enrojecido, en cuyo caso resulta áspero y más obscuro.

El silicio se combina con el bromo, cloro, fluor y oxígeno, con tanta más facilidad cuanto menos compacta sea su estructura; tanto, que en el estado amorfo lo verifica á la temperatura ordinaria.

225. Preparación.—En el estado grafitoide se prepara este cuerpo poniendo al rojo blanco una mezcla de fluosilicato potásico y un exceso de aluminio, en cuyo caso se forman los fluoruros de aluminio y de potasio, y el

silicio queda libre y disuelto en el resto del aluminio fundido; tratando luego esta mezcla por el ácido clorhídrico, se disuelve el aluminio y aparece el silicio grafitoide.

La principal combinación que forma el silicio al unirse con los demás elementos es el

ANHIDRIDO SILÍCICO..... $Si\ O_2$

226.—Este cuerpo, llamado comúnmente *sílice*, se halla muy abundante en la Naturaleza, y constituye los minerales conocidos con los nombres de cristal de roca, ágata, pedernal, amatista, etc.

227. Propiedades.—Es un cuerpo sólido de 2,6 de densidad, que cristaliza en prismas exagonales apuntados por pirámides. Tiene una gran dureza, y se presenta en diferentes formas ó variedades, que reciben distintos nombres según su color y estructura. Cuando es cristalino y transparente, se llama *cristal de roca*; cristalino y violado, *amatista*; de color rojo, *jacinto de Compostela*; amarillo, *falso topacio*; cristalizado en pequeñas masas, *arenas*; amorfo y trasluciente, *cuarzo hialino*; amorfo y opaco, de color gris obscuro, *pedernal*, etc.

Este cuerpo es de los más inalterables que se conocen; le ataca, sin embargo, el ácido fluorhídrico á la temperatura ordinaria, y la potasa, la sosa y sus carbonatos, en caliente.

228. Sílice gelatinosa.—Así se llama una variedad del ácido silícico, que tiene el aspecto que indica su nombre, y se disuelve en los álcalis, en el ácido clorhídrico y en agua que contenga ácido carbónico. Se obtiene tratando una disolución de silicato potásico por el ácido sulfúrico.

Disuelta la sílice gelatinosa por el agua de lluvia, que siempre contiene anhidrido carbónico, se incorpora á la savia que nutre á los vegetales, formando luego parte de sus tejidos.

Calentando fuertemente la sílice gelatinosa, pierde su solubilidad y se convierte en sílice amorfa.

229. Aplicaciones.—Tiene muchas este cuerpo, y se usa, entre otros casos, en la fabricación de cristal, vidrio y porcelana, que no son otra cosa que silicatos de diferentes bases. En óptica se emplea el cristal de roca para la construcción de lentes de gran transparencia y duración, por no perder su brillo á causa de su dureza. La variedad llamada *silex* se usa para las piedras de molino, y con la arena silícea se hacen cementos de uso indispensable en las construcciones.

LIBRO TERCERO

METALES

CAPÍTULO PRIMERO

Propiedades generales de los metales y de sus compuestos más importantes.

ARTÍCULO PRIMERO

METALES Y ALEACIONES

230. Definición de los metales. — Ya dijimos en el núm. 35 que han recibido el nombre de metales los cuerpos simples que, siendo en general duros, tenaces, dúctiles y buenos conductores del calórico y de la electricidad, son susceptibles de adquirir un brillo especial, llamado *metálico*. También indicamos, al hablar de las clasificaciones de estos cuerpos (45), que aquellos caracteres no eran suficientes para distinguirlos de los metaloides, debiendo añadir que dichos elementos, para ser considerados como metales, habían de originar algún óxido básico. Pues bien: á pesar de tales caracteres, hay bastantes cuerpos simples, como sucede al hidrógeno, antimonio, bismuto, oro, estaño, etc., que realmente no se sabe dónde colocarlos, por reunir las propiedades tanto de los metaloides como de los metales. Esto nos indica el escaso valor científico que tiene la división de los simples en los dos citados grupos; mas, á pesar de ello, es conveniente dicha división para el estudio de la Química, sobre todo tratándose de un libro tan elemental como éste.

231. Estado natural.—Los metales poco oxidables, como el oro, la plata, platino, mercurio, etc., se presentan libres ó *nativos*; los demás se encuentran, en general, formando óxidos, carbonatos, sulfuros y otras varias sales.

232. Propiedades físicas.—Las propiedades físicas de los metales se refieren generalmente á su *color*, *dureza*, *densidad*, *tenacidad*, *maleabilidad*, *ductibilidad*, *conductibilidad calorífica y eléctrica*, *fusibilidad*, *volatilidad* y *modo de cristalizar*.

Dichas cualidades, según vamos á indicar, varían mucho de unos á otros, y de ellas se saca gran partido al aplicar dichos cuerpos en la industria.

Color.—La mayor parte de los metales carecen de color, puesto que por su brillo especial reflejan casi toda la luz incidente; sin embargo, algunos presentan una coloración propia, como el oro, que es amarillo; el cobre, rojizo; el zinc, azulado; el hierro, gris, etc. Reducidos á polvo muy tenue, absorben casi toda la luz que reciben, y entonces aparecen de color muy obscuro, como sucede á la plata reducida en los clisés fotográficos, que es negra.

Dureza.—La de los metales es muy variable; y mientras algunos, como el potasio y el sodio, son tan blandos como la cera, otros presentan tal dureza, que rayan al cristal, como sucede al cromo.

Densidad.—Esta propiedad es tan diferente en los metales, que entre ellos figuran cuerpos más ligeros que el agua, como el potasio y el sodio, y otros, como el platino, cuya densidad llega á 21,5.

Tenacidad.—El metal más tenaz que se conoce es el cobalto, cuyo cuerpo resiste una carga de 108 kilogramos por milímetro cuadrado de sección; en cambio el plomo, en igualdad de condiciones, sólo resiste 2,4 kilogramos. El hierro es también muy tenaz, y puede soportar 62,3 kilogramos en las mismas circunstancias; por esto, y por su bajo precio, se usa tanto en todo género de máquinas y construcciones.

Maleabilidad y ductibilidad.—Con arreglo al desarrollo de estas propiedades en los cuerpos metálicos, ya hemos dicho en la *Física* (29) que se pueden obtener láminas y alambres de un espesor ó diámetro insignificante.

Por la acción del *laminador* resulta el oro más dúctil que ningún otro metal; en cambio, el plomo es el más maleable por la acción del martillo, y por la *hilera* ninguno iguala en ductibilidad al platino.

Conductibilidad.—Todos los metales, en mayor ó menor grado, conducen bien el calor y la electricidad; y aunque varía algo esta propiedad, según hayan sido fundidos, laminados ó forjados, el orden de los más usuales con arreglo á la propiedad que estudiamos, del más al menos conductor, es el siguiente: plata, cobre, oro, zinc, estaño, hierro, plomo, platino y mercurio.

Fusibilidad.—Todos los metales pasan del estado sólido al líquido por la acción del calor; pero el punto de fusión de los mismos es muy variable, según puede verse examinando el siguiente cuadro:

Mercurio, se funde á.	40°	Zinc, se funde á.	410°
Potasio.	55°	Plata.	954°
Sodio.	90°	Cobre.	1.054°
Estaño.	228°	Oro.	1.035°
Bismuto.	247°	Hierro.	1.500°
Plomo..	334°	Platino.	1.775°

Volatilidad.—Todos los metales, sometidos á la acción de un foco de calor suficientemente intenso, se volatilizan. Algunos, como el platino, exigen para verificarlo el calor que producen las corrientes eléctricas de mayor intensidad, y otros se evaporan al calor de los hornos usados en metalurgia. Así, el cadmio se volatiliza á 860°; el zinc á 1.040; el potasio y el sodio al rojo, y el mercurio á 360°.

Cristalización.— Cuando se obtienen los metales con arreglo á los diferentes procedimientos industriales, no suelen presentar estructura cristalina; pero fundiéndolos en condiciones convenientes, se logra cristalizarlos, verificándolo la mayor parte de aquéllos en el sistema cúbico. Sin embargo, el potasio y el estaño cristalizan en el segundo sistema, y el antimonio y zinc en el romboédrico.

233. Propiedades químicas.—Los metales comprendidos en la primera sección de Thenard (47) se oxidan directamente bajo la acción del oxígeno del *aire seco*. Los demás, á excepción del oro y el platino, sólo lo verifican elevando convenientemente su temperatura.

Si se exponen, como es lo común, á la influencia del *aire húmedo*, se oxidan otros muchos que no se alteran en el aire seco, debido á que los óxidos formados se combinan con el vapor de agua y anhidrido carbónico del aire, y producen cierta elevación de temperatura que facilita dicha oxidación. El hierro, que permanece inalterable en el aire seco, se encuentra en este caso, y, como es sabido, se cubre su superficie de un polvo rojizo de sexquióxido de hierro hidratado, llamado *orín* y *herrumbre*. Este óxido va penetrando poco á poco su masa, y concluye por reducirle á polvo, cosa que no sucede en otros metales, como el zinc y el plomo, cuyos óxidos protegen el resto del metal á modo de un barniz; por esto se cubre el hierro con una capa de zinc (*hierro galvanizado*) para evitar su oxidación.

El azufre se combina con todos los metales, á excepción del oro y del platino, cuando se eleva convenientemente su temperatura, y algunos, aunque lentamente, lo verifican á la temperatura ordinaria.

Todos los metales se pueden combinar con el cloro; muchos lo efectúan directamente y á la temperatura ordinaria, y algunos se unen á dicho metaloide en caliente ó por medios indirectos. Los metales comprendidos en la primera sección de Thenard (47) descomponen el agua en frío, verificándolo

algunos con tal energía, que se inflama el hidrógeno resultante. Algunos descomponen dicho líquido en presencia de los ácidos; otros lo efectúan á temperaturas elevadas, y, por fin, los metales poco oxidables no la descomponen á ninguna temperatura.

Los metales, en general, son atacados por los ácidos, á cuyo hidrógeno sustituyen para formar sales. Si se trata de un hidrácito ó de un oxácido diluído, se desprende al mismo tiempo el hidrógeno, cuyo cuerpo puede, á su vez, producir fenómenos de reducción si se opera á una temperatura elevada.

234. Aleaciones.—Reciben este nombre las combinaciones que entre sí efectúan los metales; si uno de ellos es mercurio, toma el compuesto el nombre de *amalgama*.

Para preparar las aleaciones se mezclan fundidos los metales que se desea combinar, agitando convenientemente dicha mezcla para facilitar su unión.

Ha habido dudas sobre si dichos compuestos eran verdaderas combinaciones ó simples mezclas de los metales reunidos. Hoy se admite que las aleaciones son compuestos definidos, fundándose para sostener esta opinión en las siguientes razones: 1.ª En el calor que se origina al mezclar dichos metales. 2.ª En que su densidad y punto de fusión no es el promedio del que corresponde á su componentes; y, por fin, en el cambio que experimentan los metales combinados en sus propiedades, tanto físicas como químicas.

El hecho de poderse preparar las aleaciones uniendo los metales que las forman en cualquier proporción, se explica diciendo que la aleación definida, una vez formada, se disuelve luego en un exceso del metal que más abunda en el compuesto. Viene en apoyo de esta idea el fenómeno llamado *licuación*, que experimentan las aleaciones cuando, una vez fundidas, se las deja enfriar lentamente. Sucede, en efecto, que antes de solidificarse toda la masa se forman cristales, cuya composición es perfectamente definida y diferente de la composición del líquido restante.

Las aleaciones tienen una gran importancia en las artes y usos comunes de la vida, pues la mayoría de los metales, por sus condiciones especiales, no pueden usarse puros; se exceptúan únicamente el hierro, cobre, zinc, plomo, estaño, platino, aluminio y mercurio.

235. Aleaciones más importantes.—Combinando los metales en diferentes proporciones, y examinando las propiedades de los compuestos resultantes, se han llegado á obtener algunas aleaciones de condiciones excelentes.

Las más usadas son las que se expresan á continuación:

Monedas de oro	Oro	900
	Cobre	100
Idem de plata	Plata	900
	Cobre	100
Ídem de cobre	Cobre	95
	Estaño	4
	Zinc	1
Latón	Cobre	66
	Zinc	34
Bronce	Cobre	80
	Estaño	20
Melchior (*Metal blanco*)	Cobre	50
	Zinc	25
	Níquel	25
Caracteres de imprenta	Plomo	80
	Antimonio	20
Soldadura de plomeros	Plomo	66
	Estaño	33
Aleación fusible de Darcet	Bismuto	50
	Plomo	31
	Estaño	19

ARTÍCULO II

ÓXIDOS Y SULFUROS METÁLICOS

236. Óxidos.—Ya dijimos (36) que se llaman *óxidos metálicos* los compuestos que resultan al combinarse los metales con el oxígeno; dichos cuerpos pueden, á su vez, unirse con los elementos del agua, en cuyo caso se originan los *hidratos metálicos* (pág. 38).

237. Propiedades físicas.—Todos los óxidos metálicos son sólidos, carecen de brillo, y son malos conductores del calor y la electricidad. Los correspondientes á los metales de las primeras secciones de Thenard son incoloros ó blancos, y los restantes de colores muy variados. Los óxidos de potasio, sodio, calcio y bario son solubles, sobre todo los dos primeros, y los de los restantes metales son insolubles.

A excepción de los óxidos de potasio y sodio, todos son menos densos que los metales respectivos.

238. Propiedades químicas.—El calor descompone los óxidos de los metales correspondientes á las dos últimas secciones de Thenard; los demás no se reducen á metal por la sola acción del calor.

El carbón, auxiliado del calor, reduce á la mayor parte de los óxidos, produciendo anhidrido carbónico si la operación se realiza á una temperatura relativamente baja, y óxido de carbono cuando aquélla es muy alta.

El agua se combina con gran número de óxidos metálicos, originando los *hidratos* respectivos, llamados también *bases*:

$$Ca\,O + H_2\,O = Ca\,O_2\,H_2$$

Óxido cálcico. Agua. Hidrato cálcico.

Si los óxidos son muy oxigenados, al reaccionar con el agua suelen producir ácidos:

$$Mn\,O_3 + H_2\,O = Dn\,O_4\,H_2$$

Trióxido de manganeso. Agua. Ácido mangánico.

239. Clasificación de los óxidos.—Se ha dividido á los óxidos en cinco clases distintas, atendiendo para ello á su carácter químico.

Óxidos básicos.—Son aquéllos que, al reaccionar con los ácidos, producen sales, como el protóxido de potasio $K_2\,O$, el de sodio $Na_2\,O$, el de zinc $Zn\,O$, etc.

Óxidos ácidos.—Estos óxidos, llamados también *anhidridos*, son susceptibles de formar sales al reaccionar con las bases; tales son el anhidrido mangánico $Mn\,O_3$, el férrico $Fe\,O_3$, el crómico $Cr\,O_3$, etc.

Óxidos salinos.—Resultan estos cuerpos de la combinación de dos óxidos del mismo metal, de los que uno hace el papel de ácido y el otro de base. Ejemplo: el óxido ferroso-férrico, $Fe_3\,O_4$, que se puede suponer derivado de la unión del óxido ferroso $Fe\,O$, con el óxido férrico $Fe_2\,O_3$.

Óxidos indiferentes.—Estos cuerpos no tienen carácter químico determinado, y lo mismo pueden hacer el papel de ácidos al reaccionar con las bases, que conducirse como las bases en presencia de los ácidos; uno de estos óxidos es la alúmina, $Al_2\,O_3$.

Óxidos singulares.—Estos óxidos no obran directamente sobre los ácidos ni sobre las bases; pero, perdiendo oxígeno, se transforman en óxidos básicos, y adquiriéndole se convierten en óxidos ácidos. El bióxido de manganeso $Mn\,O_2$ se encuentra en este caso.

240. Preparación.—Aunque existen libres en la Naturaleza varios óxidos metálicos, como los de hierro, manganeso, aluminio, etc., otros muchos hay necesidad de prepararlos artificialmente. Los principales métodos que para conseguirlo pueden seguirse son los siguientes:

Oxidando directamente los metales, bien por la acción del oxígeno del aire á una temperatura más ó menos elevada, ó ya atacando aquéllos por cuerpos muy oxidantes, como el ácido nítrico, el nitrato ó clorato potásico, etc. Por el primer método se obtienen los óxidos de zinc, cobre, plomo, mercurio, etc., y por el segundo los bióxidos de plomo y estaño.

Calcinando los nitratos y carbonatos de ciertos metales se obtienen los óxidos de los mismos; así, calcinando el carbonato de calcio ó el nitrato cúprico, se obtienen, respectivamente, el óxido de calcio (*cal viva*) y el óxido de cobre.

Por la acción de un hidrato soluble sobre las disoluciones de sales cuyos metales forman óxidos insolubles.—Tratando una disolución de nitrato argéntico por la potasa, se precipita el óxido de plata hidratado.

Tratando una sal por un hidrato que pueda formar con el ácido de aquélla un compuesto insoluble.—Por este procedimiento se obtiene la potasa y la sosa, para lo que se hace reaccionar el carbonato potásico ó sódico con el hidrato cálcico.

241. Sulfuros.—Al combinarse el azufre con los metales lo verifica en diversas proporciones, originando varias clases de sulfuros que pueden clasificarse, como los óxidos, en sulfuros ácidos, básicos, neutros, etc. Se llaman además *monosulfuros* los que sólo contienen un átomo de azufre, y *polisulfuros* los que contienen varios.

Todos los sulfuros son sólidos, y, á excepción de los sulfuros correspondientes á la primera sección de Thenard, todos son insolubles. Generalmente presentan colores muy marcados, y algunos de ellos, como el de cadmio y mercurio, se usan en la pintura.

En contacto del aire, y á temperaturas no muy elevadas, los sulfuros de los metales ordinarios, como el hierro, cobre, etc., se transforman en sulfatos; si estos sulfatos son á su vez descomponibles por el calor rojo, se reducen aquéllos á óxidos, desprendiendo anhidrido sulfuroso, reacción que se aprovecha mucho en la metalurgia.

Se reconocen fácilmente los sulfuros en que, tratados por los ácidos, desprenden hidrógeno sulfurado, de olor á huevos podridos.

Los sulfuros metálicos son bastante abundantes en la Naturaleza, y muchos de ellos son importantes por servir para la extracción de sus respectivos metales; tales son: el sulfuro de plomo (*galena*), el de cobre (*chalcopirita*), el de mercurio (*cinabrio*), el de plata (*argirosa*), etc. Varios sulfuros metálicos pueden prepararse artificialmente por la acción directa del azufre ó del ácido sulfhídrico sobre el metal, bajo la influencia del calor; otros por la descomposición de los sulfatos por el carbón, y otros, por fin, por doble descomposición entre un sulfuro soluble y una sal del metal correspondiente.

ARTÍCULO III

SALES

242. Definición.—En los comienzos de la Química se dió el nombre de *sal* á todo cuerpo que, como el cloruro sódico (*sal de cocina*), era soluble, sápido y capaz de cristalizar. Lavoisier, atendiendo á la naturaleza de estos cuerpos, dijo que eran las *combinaciones de los ácidos con las bases.* Esta definición comprende, en efecto, á la mayoría de las sales; pero hay algunas, como la citada antes, que no contienen ni ácido ni base, por lo que ha sido necesario modificar aquella definición de modo que comprenda á todos los cuerpos considerados actualmente como salinos.

Hoy se definen las sales diciendo que *son los cuerpos resultantes de la sustitución del hidrógeno básico de los ácidos por un metal* ó por un grupo atómico que pueda hacer sus veces.

243. Propiedades de las sales. — Todas las sales son sólidas, más densas que el agua y capaces, en general, de cristalizar. Á excepción del carbonato amónico, todas son inodoras. Su color varía extraordinariamente, dependiendo, no sólo del metal, sino del ácido que las origina.

244. Sales neutras, ácidas y básicas.—Al hacer actuar una disolución salina sobre la tintura azul de malvas, se observa que unas veces se enrojece, otras se enverdece, y otras, por fin, no se altera su color. Para explicar este hecho se convino en llamar *sales neutras* á las que no alteran las tinturas azules de los vegetales; *ácidas* á las que coloran en rojo dichas tinturas, y *básicas* á las que las enverdecen. Estudiando detenidamente este asunto se ha visto que dicha clasificación no tiene fundamento científico, por cuanto las sales formadas por la reacción de ácidos muy enérgicos con las bases débiles siempre coloran en rojo dichas tinturas, y, recíprocamente, las que resultan de ácidos débiles con bases enérgicas obran de modo contrario.

En vista de esto, se atiende hoy, para clasificar las sales, al número de átomos de hidrógeno sustituídos por el metal en el ácido respectivo. En este supuesto, se llaman *sales neutras* las que resultan de la sustitución *total* del hidrógeno del ácido por el metal correspondiente; *sales ácidas* serán aquellas en que el metal sólo haya sustituído á *parte* del hidrógeno, y, por fin, se llaman *sales básicas* las que contienen mayor cantidad de base que la correspondiente á una sal neutra.

245. Acción del agua.—Este líquido disuelve un gran número de sales, cuya solubilidad aumenta generalmente con la temperatura del disolvente, por más que en algunas, como sucede á la sal común, es casi indiferente la temperatura de aquél. El sabor de dichas sales suele ser característico, y en general es debido al metal que las forma.

Hay algunas sales tan ávidas del agua, que absorben el vapor acuoso del aire y se liquidan en él, por cuya propiedad se las llama *delicuescentes*. Otras, por el contrario, pierden parte del agua de hidratación y se reducen á polvo, en cuyo caso se las llama *eflorescentes*.

Al cristalizar las sales por vía húmeda, suelen retener entre sus partículas parte del agua en que se hallaban disueltas, cuyo líquido recibe el nombre de *agua de interposición;* proyectadas estas sales sobre carbones encendidos, saltan en pedazos, por dilatarse el agua que contienen en el interior de su masa, fenómeno que recibe el nombre de *decrepitación*. Para privar á las sales del agua de interposición, se las pulveriza y mantiene á 100° hasta que no disminuyan de peso. Algunas sales necesitan para cristalizar unirse á un cierto número de moléculas de agua, sin cuyo requisito no adquieren la forma cristalina; el agua que entra de este modo en la composición de las sales se llama *agua de cristalización*. Sometiendo dichas sales á la acción del calor se liquidan muchas de ellas, experimentando la llamada *fusión acuosa*, que realmente es una disolución de la sal en su agua de cristalización. Si continúa la acción del calor, se evapora dicha agua y aparece la sal anhidra en estado sólido; y, por fin, algunas experimentan la *fusión ígnea* á mayor temperatura.

Además del agua de interposición y cristalización que pueden tener las sales, algunas de ellas se hallan tan íntimamente unidas á los elementos de dicho líquido, que no pueden existir sin él, hasta el punto de alterarse y variar de composición cuando desaparece dicho líquido, llamado por esto *agua de constitución*.

Acción de la electricidad.— Según ya indicamos en la *Física* (602), todas las sales solubles se descomponen por la acción de una corriente eléctrica de suficiente intensidad, en cuyo caso el metal que las forma se precipita en el electrodo negativo de la pila, y los otros elementos marchan hacia el positivo.

Acción del calor.—Este agente descompone á muchas sales, separando el anhidrido del óxido básico. En muchos casos se descomponen á su vez dichos cuerpos, produciendo en definitiva los elementos constitutivos de la sal.

Acción de los metales.—Puesta una disolución salina en contacto de un

metal más oxidable que el de la sal, se verifica la sustitución de éste por aquél; así, colocando una lámina de hierro en una disolución de sulfato de cobre, se forma sulfato ferroso y se precipita el cobre.

En esta reacción está fundado el procedimiento para obtener los árboles de *Saturno* y *Diana* (F. 604).

LEYES DE BERTHOLLET

246. — Para completar el estudio elemental de las sales sólo nos resta exponer la acción que sobre ellas ejercen los ácidos, las bases y otras sales. Este estudio fué realizado minuciosamente por Berthollet, quien dedujo experimentalmente las leyes que llevan su nombre.

El principio fundamental de dichas leyes es el siguiente:

Siempre que se mezclan dos compuestos, y por el cambio mutuo de sus elementos puede resultar otro cuerpo más volátil ó más insoluble que los mezclados, se verifica la reacción de aquéllos.

Examinemos ahora los casos particulares que pueden presentarse.

247. Acción de un ácido sobre una sal.

1.° *Un ácido descompone á una sal si el ácido de ésta es más volátil que aquél.*—Ejemplo: tratando el carbonato cálcico por el ácido nítrico, se forma nitrato cálcico y se desprende el anhidrido carbónico, que es más volátil que el nítrico á la temperatura ordinaria.

2.° *Un ácido descompone á una sal si el ácido de ésta es más insoluble que aquél.*—Ejemplo: tratando una disolución de borato sódico por el ácido clorhídrico, se forma cloruro sódico y se precipita el ácido bórico por ser poco soluble.

3.° *Un ácido descompone á una sal si puede formar con el metal que la forma otra sal más insoluble que aquélla.*—Ejemplo: tratando una disolución de nitrato bárico por el ácido sulfúrico, se precipita el sulfato bárico, que es insoluble.

248. Acción de una base sobre una sal.

1.° *Una base fija descompone á una sal si la base de ésta es volátil* á la temperatura en que se opere. Ejemplo: tratando en caliente el sulfato amónico por la potasa, se forma sulfato potásico y se desprende el amoníaco, por ser volátil.

2.° *Una base soluble descompone á una sal si la base de ésta es insoluble* en las circunstancias en que se trabaje. Ejemplo: tratando una disolución de sulfato cúprico por el hidrato potásico, se forma sulfato potásico y se precipita el hidrato cúprico, que es insoluble.

3.° *Una base descompone á una sal soluble si puede formar con el ácido de ésta otra sal más insoluble.*—Ejemplo: tratando por el *agua de barita* una disolución de sulfato potásico, se forma sulfato bárico insoluble, y queda en el líquido el hidrato potásico.

249. Acción de una sal sobre otra.

1.° *Una sal reaccionará sobre otra si por el cambio de ácidos y bases puede resultar otra sal más volátil que aquélla.*—Ejemplo: calentando una mezcla de sulfato amónico y carbonato cálcico, se forma sulfato cálcico y se desprende el carbonato amónico, que es muy volátil.

2.° *Al mezclar dos disoluciones salinas habrá reacción si por el cambio recíproco de ácidos y bases puede resultar otra sal más insoluble que aquéllas.*—Ejemplo: mezclando una disolución de nitrato argéntico con otra de cloruro sódico, se forma nitrato sódico y se precipita el cloruro argéntico, por ser insoluble en las condiciones en que se opera.

Las leyes de Berthollet son de gran importancia en la Química, y sirven de base para la obtención de la mayoría de los productos, según puede verse recordando la preparación de los cuerpos que llevamos estudiados; sin embargo, dichas leyes no son *necesarias*, y se verifican realmente por conformarse sus resultados con los principios de la termoquímica expuestos en el número 30 y siguientes.

ARTÍCULO IV

CARACTERES DE LAS SALES MÁS IMPORTANTES

250.—Se dice que varias sales son del mismo *género* cuando están constituídas por el mismo ácido ó por igual elemento electro-negativo; así, el nitrato sódico, el nitrato potásico, el nitrato argéntico, etc., constituyen un solo género de sales, llamado *nitratos*. El cloruro sódico, el cloruro potásico, el cloruro cúprico, etc., forman otro género de sales, llamado *cloruros*.

Los principales géneros de sales son los *cloruros*, *nitratos*, *sulfatos* y *carbonatos*, cuyos caracteres más importantes vamos á indicar.

251. Cloruros.—El cloro se combina con todos los metales, formando las sales *haloideas* llamadas *cloruros metálicos*.

Los cloruros son, generalmente, sólidos, fusibles y volátiles. Todos son solubles en el agua, menos el *mercurioso* y *argéntico;* el de *plomo* es poco soluble.

Muchos cloruros se reducen, en caliente, por el hidrógeno, desprendiéndose el ácido clorhídrico y quedando libre el metal.

Varios cloruros se combinan entre sí, originando cloruros dobles.

Los cloruros se reconocen fácilmente, porque en presencia del ácido sulfúrico desprenden ácido clorhídrico. Las disoluciones de los cloruros, tratadas por el nitrato argéntico, producen un precipitado blanco parecido á la leche cortada, que se ennegrece bajo la acción de la luz y se disuelve en el amoníaco.

Muchos cloruros existen nativos en la Naturaleza, y algunos, como el de sodio (*sal común*), son muy abundantes.

Se preparan artificialmente, sometiendo los metales á la acción directa del cloro, ó tratándolos por el agua regia ó el ácido clorhídrico. Los cloruros insolubles pueden obtenerse por doble descomposición entre un cloruro y una sal soluble del metal correspondiente.

252. Nitratos.—Estos cuerpos resultan de la sustitución del hidrógeno del ácido nítrico ($NO_3 H$) por los metales.

Todos son sólidos, solubles y cristalizables. Se descomponen por la acción del calor, produciendo oxígeno, nitrógeno y el óxido ó metal correspondiente. Los nitratos alcalinos y el de plata son los más estables, pudiendo fundirse al rojo sin descomponerse. Obran en las reacciones como cuerpos oxidantes.

Los nitratos se reconocen fácilmente en que *deflagran* cuando se les proyecta sobre el carbón encendido, debido á la combustión rápida del carbono con el oxígeno que aquéllos desprenden. Mezclados con torneaduras de cobre y añadiendo unas gotas de ácido sulfúrico, desprenden vapores rojizos de peróxido de nitrógeno.

Algunos nitratos, como el de potasio, magnesio y calcio, existen formados en la Naturaleza, y especialmente el de sodio (*nitro cúbico*), que constituye terrenos de gran extensión en Chile, Perú y Bolivia. Otros se preparan artificialmente por la acción del ácido nítrico sobre los metales, sus óxidos ó carbonatos.

253. Sulfatos.—Resultan estas sales de la sustitución del hidrógeno del ácido sulfúrico ($SO_4 H_2$) por radicales metálicos.

Todos son sólidos y de colores muy variados. Menos los de *bario* y *plomo*, todos se disuelven en el agua; el de calcio es, sin embargo, poco soluble.

Todos los sulfatos se descomponen por el calor, exceptuando el de plomo y los de los metales de la primera sección de Thenard; el resultado de dicha descomposición suele ser oxígeno, anhidrido sulfuroso y el óxido del metal. El carbón reduce á una temperatura elevada á todos los sulfatos, convirtién-

dolos unas veces en sulfuros, otras en óxidos, y en algunos casos queda aislado el metal correspondiente, según la afinidad que éste tenga con el oxígeno.

El nitrato bárico produce en las disoluciones de los sulfatos un precipitado blanco de sulfato bárico, insoluble en el ácido nítrico. Si se trata de un sulfato insoluble, se calienta con carbón para transformarle en sulfuro, e que se reconoce como ya hemos dicho (241).

Muchos sulfatos se encuentran ya formados en la Naturaleza: tales son el de bario, estroncio, magnesio, aluminio, etc., y, sobre todo, el de calcio (*yeso cristalizado*), que abunda extraordinariamente. Los demás se preparan *tostando* los sulfuros, ó tratando por el ácido sulfúrico el metal, el óxido, carbonato, nitrato ó cloruro correspondiente.

254. Carbonatos.—Son sólidos, generalmente incoloros, y la mayor parte de ellos cristalizan. Todos los carbonatos neutros son insolubles en el agua, exceptuándose únicamente los alcalinos. Los bicarbonatos son algo solubles; pero por el calor se transforman en neutros y pierden su solubilidad. A excepción de los alcalinos, todos los carbonatos se descomponen por el calor, convirtiéndose en óxidos con desprendimiento de anhidrido carbónico.

El carbón reduce á altas temperaturas á la mayoría de los carbonatos, desprendiéndose óxido de carbono y quedando libre el metal. Tratando un carbonato por el ácido nítrico, sulfúrico, etc., se desprende con efervescencia el anhidrido carbónico, fácilmente reconocible por enturbiar el agua de cal y de barita.

Los carbonatos de bario, hierro, zinc, cobre, etc., abundan en la Naturaleza, y especialmente el de calcio (*caliza*). Algunos se preparan por doble descomposición, ó sea tratando una sal soluble del metal correspondiente por un carbonato alcalino.

CAPÍTULO II

Metales comunes.

255.—Estos metales forman la *primera clase* de la clasificación de Thenard (47), y *tienen la propiedad de oxidarse á diferentes temperaturas, siendo indescomponibles sus óxidos por sólo la acción del calor.*

Es la clase más numerosa de dicha clasificación, y comprende las cinco secciones siguientes:

PRIMERA SECCIÓN

256.—Los metales de esta sección *descomponen el agua á la temperatura ordinaria*, y se incluyen en ella, entre otros menos importantes, el *potasio*, *sodio*, *bario*, y *calcio;* los dos primeros se llaman alcalinos, y los otros dos alcalino-térreos.

POTASIO..... $K' = 39$.

257.—Este metal fué descubierto por Davy en 1807, quien le obtuvo descomponiendo por la corriente eléctrica el hidrato potásico (F. 601).

No existe libre en la Naturaleza, pero algunos de sus compuestos son muy abundantes, como el silicato potásico, que forma parte de las rocas graníticas y de todos los productos resultantes de su desagregación, como son las tierras silíceas.

258. Propiedades.—Es sólido á la temperatura ordinaria, se funde á 62° y se volatiliza cerca de la temperatura del rojo, produciendo vapores verdosos. Es menos pesado que el agua, siendo su densidad igual á 0,86. Es muy blando, y recientemente cortado presenta el brillo y aspecto de la plata. Es uno de los metales más electro-positivos que se conocen, por cuya razón se combina directamente con los cuerpos halógenos con desprendimiento de calor y luz. En el aire se oxida rápidamente, cubriéndose su superficie de una costra blanquizca de hidrato potásico; por esta razón hay que conservarle dentro de un líquido que no tenga oxígeno, como el aceite de nafta.

Puesto en contacto del agua, la descompone inmediatamente, produciendo hidrato potásico é hidrógeno libre; éste se inflama por efecto de la gran temperatura que origina dicha combinación, dando lugar á una llama *violada*, debida al vapor de potasio. Al terminar el experimento suelen saltar al exterior pedacitos del hidrato potásico formado, por lo que conviene tapar el vaso en que se haga el experimento con un cristal (figura 50), evitando de este modo el daño que aquéllos pudieran causar al que se halle inmediato.

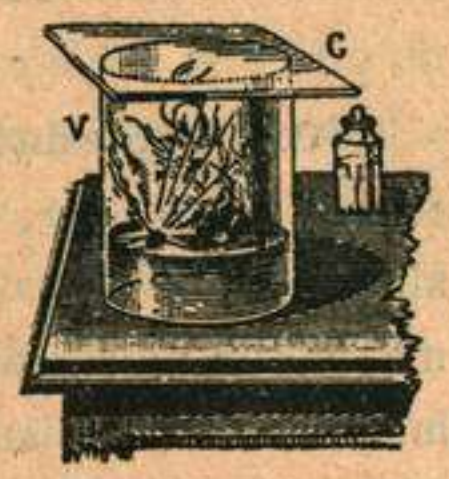


Fig. 50.

259. Obtención.—El procedimiento usado actualmente para obtener este metal consiste en reducir el carbonato potásico por el carbón á la temperatura del rojo blanco.

La reacción que en estas condiciones tiene lugar es la siguiente:

$$CO_3K_2 + 2C = 3CO + 2K$$

Carbonato potásico. Carbono. Óxido de carbono. Potasio.

La operación se realiza poniendo en un cilindro de hierro, *F* (fig. 51), colocado dentro del horno *H*, la mezcla de carbón y carbonato potásico antes indicada, la que, una vez obtenida la temperatura del rojo blanco, se descompone en óxido de carbono y en vapores de potasio; esta mezcla se dirige por un tubo de hierro á una caja rectangular del mismo metal, *P*, en cuyas paredes se condensa el vapor de potasio, marchando al exterior el óxido de carbono. Terminada la operación, y después de enfriar dicha caja introduciéndola en aceite de nafta, se abre y rasca el potasio adherido á sus paredes, cuyo metal se purifica luego destilándole en una retorta de hierro y recogiendo sus vapores en el aceite de nafta ya mencionado.

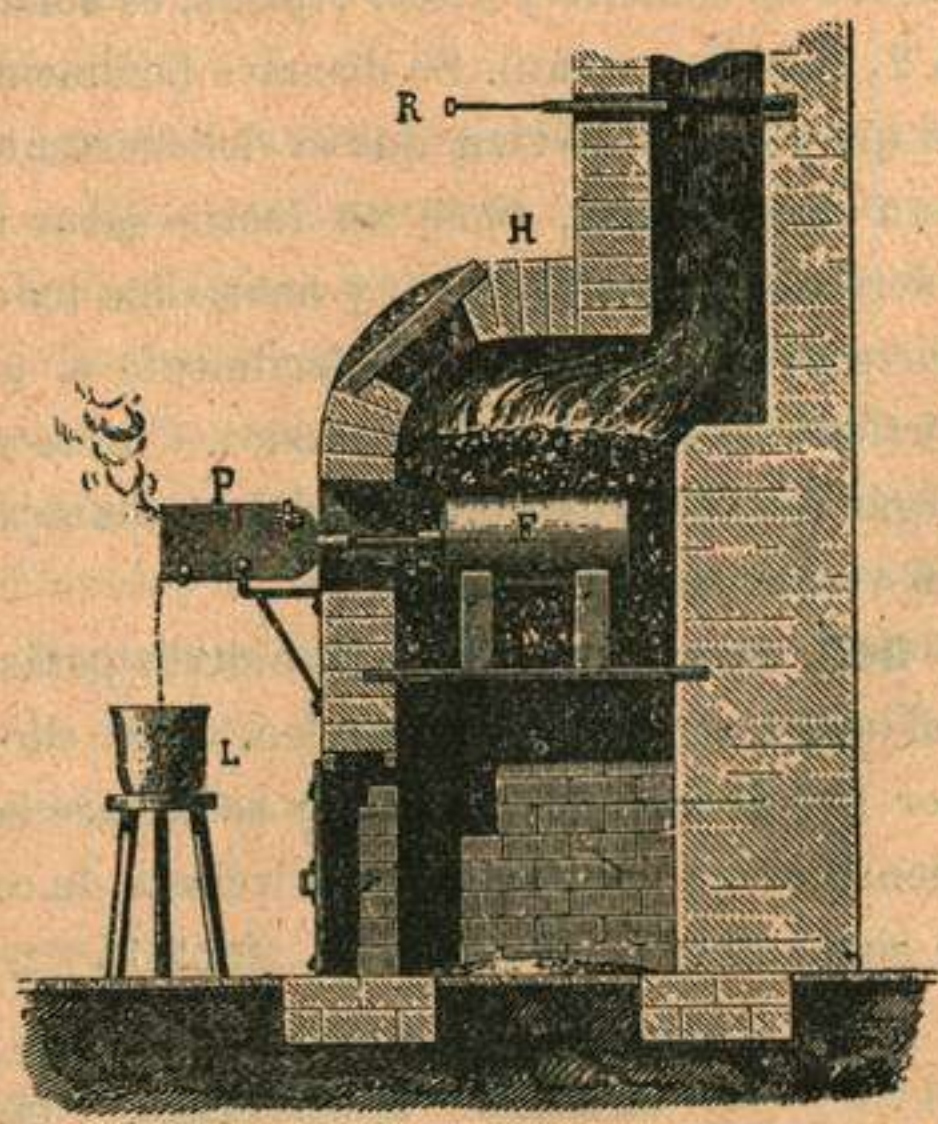


Fig. 51.

CIANURO POTÁSICO..... *C* y *K*.

260. Propiedades y obtención.—Este cuerpo es sólido, blanco y muy soluble en el agua, cuya disolución presenta un marcado olor de almendras amargas. Cristaliza en el sistema cúbico y se funde al calor rojo, descomponiéndose á mayor temperatura. Los ácidos le descomponen con desprendimiento de ácido cianhídrico; obra como reductor, y es un veneno de los más violentos.

Se obtiene por la calcinación del ferrocianuro potásico, en cuyo caso se produce carburo de hierro, nitrógeno y el cuerpo de que nos ocupamos. Tratando la masa resultante por agua y filtrando la disolución, pasa el cianuro potásico, que después se evapora hasta sequedad.

Se usa este cuerpo en Química como reactivo, y en las artes como disolvente de otros cianuros y sales metálicas.

HIDRATO POTÁSICO..... *KHO*.

261. Propiedades.—Este cuerpo, llamado también *potasa cáustica*, *piedra de cauterio* y *álcali vegetal*, es sólido, blanco, de una densidad igual á 2, fusible y volátil. Se disuelve fácilmente en el alcohol y en el agua, por la que tiene tal avidez, que es delicuescente; su disolución en este líquido, aun muy diluída, tiene un fuerte sabor á lejía. Es una de las bases más enérgicas que se conocen, y neutraliza todos los ácidos para formar las sales correspondientes. Absorbe fácilmente el anhidrido carbónico del aire, convirtiéndose en carbonato potásico. Corroe y destruye rápidamente los tejidos orgánicos, por cuya propiedad debe manejarse con precaución, y obra como un veneno muy violento.

262. Preparación.—El hidrato potásico se obtiene por la acción de la cal sobre el carbonato potásico. Para ello se prepara una disolución al 10 por 100 de dicho carbonato, y se la hace hervir en un perol de hierro, añadiendo luego poco á poco una lechada de cal. La reacción que se verifica es la siguiente:

$$\underset{\text{Carbonato potásico.}}{CO_3K_2} + \underset{\text{Hidrato cálcico.}}{(HO)_2Ca} = \underset{\text{Carbonato cálcico.}}{CO_3Ca} + \underset{\text{Hidrato potásico.}}{2\,KHO}$$

Se conoce que ha terminado la operación cuando, después de filtrar un poco de líquido, no hace efervescencia con el ácido clorhídrico. Conseguido esto, se deja reposar hasta que se apose el carbonato cálcico, y se decanta

con cuidado el líquido que sobrenada, vertiéndole en un perol de plata, en el que se evapora hasta sequedad. Por fin se eleva más la temperatura, en cuyo caso se funde la masa resultante, y, una vez conseguido, se vierte en un molde de hierro (*rielera*), donde se solidifica en forma de cilindros. La potasa obtenida de este modo, llamada *á la cal*, contiene algunas sustancias extrañas, y para purificarla se la disuelve en alcohol, evaporando y fundiendo luego la masa como anteriormente. Este producto recibe el nombre de *potasa al alcohol*.

Se usa mucho este álcali para la fabricación de los jabones blandos, y en Química, por ser uno de los reactivos más importantes.

CARBONATO POTÁSICO..... $CO_3 K_2$

263. Propiedades.—Esta sal, conocida en el comercio con el nombre de *potasa*, es sólida, blanca, muy soluble en el agua y delicuescente. Tiene una reacción marcadamente básica, y se funde, sin descomponerse, por la acción del calor.

264. Preparación.—En los laboratorios se obtiene el carbonato de potasa puro calcinando al rojo el tartrato ácido de potasio, llamado *crémor tártaro*, en cuyo caso se obtiene una mezcla de carbón y carbonato potásico, que se purifica por disolución y filtración.

En la industria se obtiene en grandes cantidades tratando por el agua las cenizas de ciertos vegetales. Las lejías resultantes se evaporan á sequedad, y así se obtiene un producto que contiene, como término medio, de 60 á 80 por 100 de carbonato potásico, estando constituído el resto por cloruro potásico, sulfato de igual base y algunos otros cuerpos. Para purificarle se le calcina al rojo, con objeto de destruir las sustancias orgánicas, y después se disuelve en agua el producto obtenido, concentrando la disolución hasta que cristalicen las sales extrañas. Separadas éstas, se evapora nuevamente el líquido hasta sequedad, y así se expende en el comercio bajo el nombre de *potasa de Toscana*, *Rusia*, *América*, etc., según su procedencia.

NITRATO POTÁSICO..... $NO_3 K$.

265. Propiedades.—Este cuerpo, conocido generalmente con los nombres de *nitro* y *salitre*, es blanco, de sabor salado fresco, soluble en el agua fría, y mucho más si está caliente dicho líquido. Cristaliza en prismas alargados correspondientes al tercer sistema, y algunas veces en romboedros. Se funde á 350°, y á mayor temperatura se descompone en oxígeno y nitrito

potásico, que, á su vez, se desdobla á la temperatura del rojo en óxido de potasio, oxígeno y nitrógeno; por esta razón deflagra este cuerpo y aviva la combustión echado sobre las ascuas.

266. Nitrificación.—El amoníaco procedente de la descomposición de las sustancias orgánicas nitrogenadas que existen en el suelo se oxida en contacto del aire, transformándose en agua y nitrógeno naciente, cuyo gas se combina con el oxígeno del aire para dar lugar á pequeñas cantidades de ácido nítrico. Este, á su vez, reacciona con la potasa y cal que contienen las tierras, y produce nitratos de potasio y calcio. Disuelto por la humedad y aguas de lluvia, el nitrato potásico sube por capilaridad á la superficie del suelo, en la que se deseca y efloresce, formando el *salitre*. Para obtener el nitrato potásico basta recoger dichas eflorescencias y purificarlas por cristalización.

Dichas transformaciones pueden también obtenerse artificialmente, para lo que se construyen taludes de tierra suelta mezclada con cenizas y escombros, á las que se agrega estiércol y despojos de animales. Expuesta esta mezcla á la acción del aire, y regándola de cuando en cuando con orines y demás líquidos descompuestos, no tardan en aparecer eflorescencias salitrosas en el lado expuesto al sol, las que se barren y tratan como hemos dicho hace poco.

Puede también obtenerse el nitrato potásico por doble descomposición entre el nitrato sódico (nitro del Perú) y el carbonato ó cloruro potásico.

267. Aplicaciones.—Las tiene muy importantes en Química este cuerpo como oxidante, y para obtener el ácido nítrico y otros cuerpos; pero su principal aplicación consiste en el uso que de él se hace para la fabricación de la pólvora, que es una mezcla de carbón, nitro y azufre. A una temperatura elevada arde esta mezcla, produciendo un volumen extraordinario de nitrógeno, óxido de carbono y anhidridos carbónico y sulfuroso, á cuya fuerza expansiva se deben los efectos explosivos de la pólvora.

SODIO..... $Na' = 23$.

268.—Este metal fué descubierto, como el potasio, por Davy. No se presenta libre en la Naturaleza; pero algunas de sus combinaciones, como la *sal común*, *nitro del Perú*, etc., son muy abundantes.

269. Propiedades.—Este metal es muy parecido al potasio, del que se diferencia por su mayor densidad, que es 0,98, y por fundirse á mayor temperatura que aquél, ó sea á 97°. Su fuerza de combinación es menor que la del potasio, pero se combina fácilmente con los cuerpos halógenos á la tem-

peratura ordinaria. También se oxida en el aire perdiendo su brillo, por lo que hay que conservarle debajo del aceite de nafta, y á una temperatura superior á la de su fusión arde con llama amarilla característica. Proyectado en el agua la descompone, apoderándose de su oxígeno; pero la combinación no desarrolla suficiente calor para inflamar el hidrógeno resultante; puede, sin embargo, conseguirse esto espesando el agua con azúcar ó goma, en cuyo caso se fija el sodio en un punto de la superficie líquida, y llega á inflamarse aquel gas por la acumulación consiguiente de calor.

270. Obtención. — Para obtener este cuerpo se sigue igual procedimiento que hemos indicado al hablar del potasio, advirtiendo únicamente que á la mezcla de carbonato sódico y carbón se le añade un poco de creta para evitar su fusión.

CLORURO SÓDICO..... *Na Cl.*

271. Propiedades.—Este cuerpo, llamado generalmente *sal común*, es sólido, de sabor salado especial y de color blanco, por más que algunas variedades presentan matices muy diferentes. El agua disuelve una tercera parte de su peso de dicha sal, y por evaporación cristaliza en cubos, los que se agrupan en forma de pirámides huecas cuadrangulares, parecidas á las *tolvas* (fig. 52). Proyectados estos cristales en el fuego, decrepitan, y á mayor temperatura se funden.

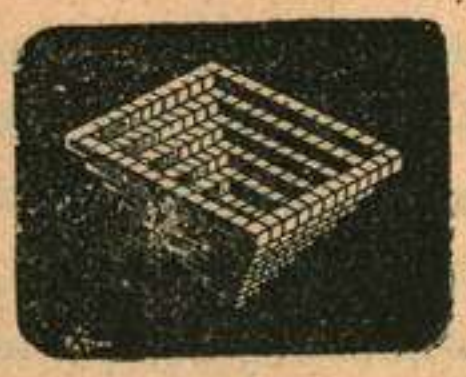


Fig. 52.

272. Extracción.—En los países cálidos se extrae esta sal, llamada en este caso *marina*, evaporando el agua del mar en grandes balsas de poca profundidad, en las que cristaliza después de concentrarse el líquido por evaporación espontánea. En algunos países, donde el combustible es barato, se obtiene evaporando al fuego las aguas saladas naturales, y, por fin, en otros, como Cardona en España, y Stassfurth en Prusia, existe el cloruro de sodio en estado sólido, formando masas considerables de *sal gema*.

El principal uso de la sal común es para condimento; pero también se emplea mucho en diferentes industrias químicas.

HIDRATO SÓDICO..... *Na H O.*

273. Propiedades y preparación. — Este hidrato, llamado *sosa cáustica*, presenta grandes analogías con el hidrato potásico; se diferencia de éste, sin embargo, en que su afinidad química es algo menor. La sosa cáus-

tica es blanca, cáustica y muy soluble en el agua. Absorbe el anhidrido carbónico del aire y se transforma en carbonato sódico, eflorescente, en lo que se diferencia del hidrato potásico, cuyo carbonato es delicuescente.

Se obtiene por igual procedimiento que la potasa, ó sea descomponiendo el carbonato sódico por la cal.

La sosa cáustica se emplea en Química como reactivo, y en la industria sirve para la obtención del jabón duro.

CARBONATO SÓDICO..... $CO_3 Na_2$

274. Propiedades.—Este cuerpo, conocido con el nombre de *sosa* y *sal de sosa*, es sólido, blanco, muy soluble en el agua y de sabor alcalino. Cristaliza en prismas romboidales con 10 moléculas de agua, las cuales pierde expuesto al aire, reduciéndose á polvo. Dicho cuerpo se funde al calor rojo, pero no se descompone.

275. Preparación.—Se obtiene el carbonato sódico por dos métodos distintos. El antiguo, que aún se usa en nuestras costas de Levante, consiste en quemar las *plantas barrilleras*, en cuyas cenizas existe un 25 ó 30 por 100 de dicha sal. El producto así obtenido se llama *barrilla natural*, y se presenta formando masas duras de color agrisado.

El procedimiento moderno, debido á Leblanc, consiste en calentar hasta el rojo en un horno de reverbero una mezcla de sulfato de sosa, creta y carbón. En estas condiciones, y agitando continuamente la mezcla, se produce sulfuro de calcio, carbonato sódico y óxido de carbono. Tratando después por agua el producto obtenido, se disuelve el carbonato sódico, y quedan como insolubles el sulfuro de calcio y el exceso de creta. Concentrando el líquido separado por decantación, se obtiene el carbonato sódico cristalizado, llamado en este caso *cristales de sosa*; y si aquél se evapora hasta sequedad, resulta la *sal de sosa* del comercio.

Modernamente se va reemplazando el procedimiento Leblanc por otro más económico, debido á Solvay. Consiste éste en hacer pasar una corriente de anhidrido carbónico por una disolución de sal común en agua saturada de amoníaco. Se forma al principio bicarbonato amónico, el que reacciona sobre el cloruro sódico, transformándose en bicarbonato sódico, que se deposita por ser poco soluble, y cloruro amónico, que queda disuelto. Recogido y calcinado aquel bicarbonato, desprende anhidrido carbónico y se convierte en carbonato neutro.

276. Aplicaciones.—Se emplea en grandes cantidades para obtener la sosa cáustica, y en la fabricación del vidrio, cloruros de colorantes, etc.

TETRABORATO DISÓDICO.... . $Bo_4\ O_7\ Na_2$

277. Propiedades y obtención.—Este cuerpo, llamado por algunos químicos *biborato sódico*, es conocido en el comercio con los nombres de *bórax*, *borraj* y *atíncar*; existe disuelto en algunos lagos de India, Persia y Perú, de cuyas aguas se obtiene por evaporación.

Es un cuerpo sólido, incoloro, algo soluble en agua fría y más en caliente; cristaliza en prismas exagonales con 10 moléculas de agua, cuyos cristales son eflorescentes, y sometidos á la acción del calor experimentan, primero la fusión acuosa, y después, á la temperatura del rojo, la ígnea, originando una masa vítrea muy dura. Este cuerpo tiene la propiedad de disolver varios óxidos metálicos, tomando colores característicos.

Se obtiene en Europa esta sal neutralizando el ácido bórico natural de Toscana (220) por el carbonato sódico; luego se concentra el líquido resultante por evaporación, y se le deja cristalizar á una temperatura inferior á 56°.

El bórax se usa en Química en los ensayos al soplete, y en la industria como fundente.

SALES AMONIACALES

278.—Al hablar del amoníaco dijimos (137) que este cuerpo origina, por su reacción con los ácidos, sales isomorfas de las de potasio y sodio. Para explicar este hecho admiten la mayor parte de los químicos la existencia del radical compuesto NH_4, llamado *amonio*, que se conduce en las combinaciones como un metal alcalino monodinamo.

Sea ó no exacta esta teoría, lo cierto es que existen diferentes sales amoniacales de gran importancia, siendo una de ellas la sal amoníaco ó

CLORURO AMÓNICO..... $NH_4\ Cl.$

279. Propiedades y obtención.—Es un cuerpo sólido, blanco, de estructura fibrosa, muy soluble en el agua y de sabor salado picante. Cristaliza en octaedros, que se agrupan en agujas, formando ramificaciones parecidas á las hojas de los helechos. Es inodoro, y por el calor se volatiza sin fundirse.

Se prepara en la industria neutralizando, por el ácido clorhídrico, el amoníaco que se desprende al tratar en caliente por la cal las aguas amoniacales procedentes de la fabricación del gas del alumbrado. Evaporando á sequedad el líquido resultante, y calentando luego el producto obtenido, se sublima la sal amoníaco, que se condensa en recipientes de barro.

El principal uso de esta sal es para la obtención del amoníaco, con cuyo gas se preparan las demás sales amoniacales.

BARIO..... $Ba'' = 137$.

280. Propiedades y obtención.—Es un metal de color blanco, parecido á la plata y fusible á la temperatura del rojo. Se combina rápidamente con el oxígeno y descompone el agua en frío, pero con menos facilidad que el potasio y el sodio.

Este metal, cuya importancia es puramente científica, se obtiene descomponiendo por la corriente eléctrica el cloruro bárico fundido.

ÓXIDO DE BARIO..... $Ba\,O$.

281. Propiedades y preparación.—Este cuerpo, llamado generalmente *barita*, es sólido, blanco agrisado, de estructura esponjosa y de sabor cáustico. Su densidad es extraordinaria é igual á cuatro, por lo que se le dió el nombre de *tierra pesada;* sus compuestos resultan por esta razón muy densos, siendo uno de ellos el sulfato bárico ó *espato pesado* de los mineralogistas.

La barita es muy infusible, y tiene la propiedad de absorber el oxígeno del aire á la temperatura del rojo, cuyo gas deja en libertad elevando más la temperatura ó disminuyendo la presión de la atmósfera en que está sumergida; éste es el fundamento de un método industrial para obtener el oxígeno del aire atmosférico.

El óxido de bario tiene gran afinidad para con el agua, con la que se combina con desprendimiento de calor, formando el *hidrato de bario* = $Ba\,H_2\,O_2$.

Este hidrato es blanco y soluble en el agua, cuyo líquido, llamado *agua de barita*, se usa mucho como reactivo.

Tanto la barita como el hidrato bárico se combinan rápidamente con el anhidrido carbónico del aire, por lo que hay que guardarlos en frascos llenos y bien cerrados.

La barita se obtiene sometiendo el nitrato bárico á la temperatura del rojo, y el hidrato disolviendo la barita en dos partes de agua hirviendo.

CALCIO..... $Ca'' = 40$.

282. Propiedades y obtención.—Este cuerpo es blanco, brillante, con un matiz amarillento parecido al del bronce y una densidad de 1,9. En contacto del aire húmedo se oxida y pierde el brillo, y elevando su tempe-

ratura arde con luz muy viva. Como los demás metales de esta sección, descompone el agua á la temperatura ordinaria.

Se obtiene descomponiendo el cloruro de calcio por la acción de una corriente eléctrica.

CLORURO DE CALCIO..... $Ca\ Cl_2$

283. Propiedades y obtención.—Es un cuerpo sólido, incoloro, muy delicuescente y soluble en el agua. Cristaliza en prismas exagonales, que contienen seis moléculas de agua; por el calor pierde cuatro y se transforma en una masa esponjosa que absorbe rápidamente el vapor acuoso del aire, por cuya propiedad se usa para desecar los gases. Elevando hasta el rojo su temperatura se deshidrata y funde, originando una masa compacta y dura.

Se obtiene este cuerpo por doble descomposición entre el ácido clorhídrico y el carbonato cálcico.

ÓXIDO DE CALCIO..... $Ca\ O$.

284. Propiedades y obtención.—Este cuerpo, llamado generalmente *cal viva*, es sólido, blanco agrisado, de estructura terrosa y de una densidad igual á 2,3. Expuesto á la acción del soplete de oxígeno é hidrógeno, no se funde, pero se pone incandescente, produciendo una luz vivísima, llamada *luz Drummond*. Es una base enérgica que neutraliza los ácidos más fuertes.

Se combina con el agua, formando el hidrato de calcio $Ca\ O_2\ H_2$ (*cal apagada*), en cuya reacción aumenta notablemente de volumen y se reduce á polvo, originando á la vez tanto calor, que parte del agua se volatiliza. Diluyendo en agua la cal apagada, se obtiene la *lechada de cal*, la que deja pasar por filtración un líquido transparente llamado *agua de cal*. Expuesto al aire este líquido, se enturbia bajo la acción del anhidrido carbónico del aire, transformándose en carbonato cálcico insoluble.

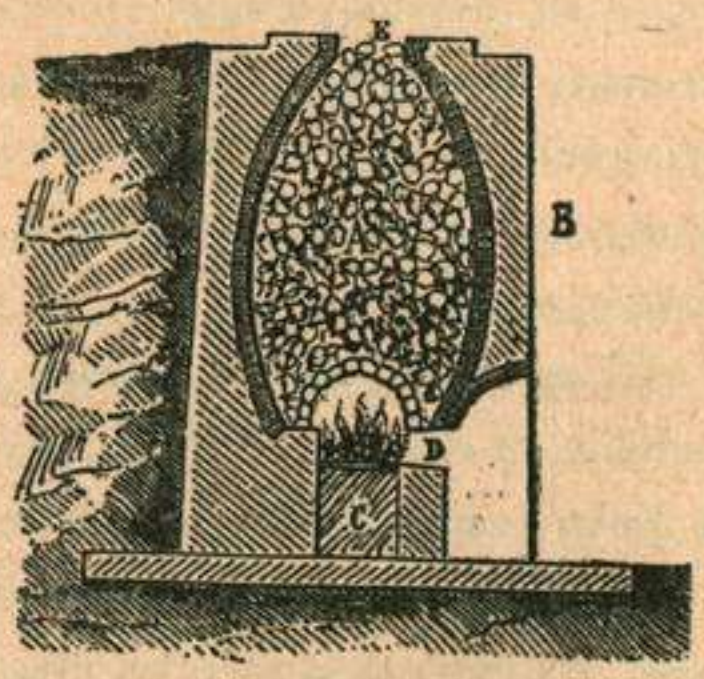


Fig. 53.

Se obtiene la cal viva por la calcinación del carbonato cálcico (*caliza*). Para ello se introduce este cuerpo, hecho pedazos, en hornos refractarios, de la forma que indica la figura 53, cuya temperatura se eleva al rojo por medio del combustible colocado en *C*. Efecto del calor, se descompone dicho carbonato en anhidrido carbónico, que sale por la boca *E* del horno, y en óxido de calcio, que queda dentro de él; después de frío y *bien ventilado*, se procede á su descarga.

285. Cales grasas, magras é hidráulicas.—Cuando el carbonato cálcico que se usa para la obtención de la cal es casi puro, resulta un cuerpo blanco, llamado *cal grasa*, cuyas propiedades ya hemos indicado.

Si dicha caliza contiene pequeñas cantidades de arcilla, magnesia y óxido de hierro, se obtiene entonces un producto gris, llamado *cal magra*; ésta se calienta é hincha poco tratada por el agua.

Cuando las calizas empleadas en esta operación contienen 10 á 30 por 100 de arcilla, resulta por su calcinación un cuerpo amarillo sucio, llamado *cal hidráulica*, que tiene la notable propiedad de endurecerse debajo del agua: tratadas estas cales por el agua se calientan é hinchan muy poco.

286. Aplicaciones.—Las cales grasas, mezcladas con la arena, producen una pasta llamada *argamasa*, muy usada en las construcciones aéreas, porque se endurece al transformarse lentamente la cal que contienen en carbonato cálcico, bajo la influencia del anhidrido carbónico del aire.

Mezcladas con arena las cales hidráulicas, producen *morteros hidráulicos* y *cementos*, cuyo endurecimiento, en contacto del agua, parece debido á una hidratación de su arcilla, y formación consecutiva de silicato doble de aluminio y calcio.

CARBONATO CÁLCICO..... $CO_3\ Ca$.

287. Estado natural y propiedades.—Se presenta muy abundante este cuerpo en la Naturaleza, afectando multitud de variedadades, que se estudian detenidamente en la Mineralogía. Cristalizado en romboedros, constituye el *espato de Islandia*, que tiene la notable propiedad de ser birrefringente; en prismas rectos de base rectangular, forma el *aragonito*; amorfo y con estructura más ó menos compacta, da lugar á los *mármoles*, *calizas*, *cretas*, etc.

El carbonato cálcico, cuando es puro, tiene un color blanco, y es muy poco soluble en el agua; si ésta tiene en disolución ácido carbónico, disuelve bien á dicho cuerpo, que se convierte en bicarbonato. Haciendo hervir esta disolución, ó disminuyendo la presión exterior, se desprende el anhidrido carbónico, en cuyo caso se precipita el carbonato que estaba disuelto. Esta es la causa de la formación de las *estalactitas*, y de las incrustaciones calcáreas que se observan en muchas aguas.

Las distintas variedades de carbonato cálcico, y especialmente los mármoles y calizas compactas, han recibido numerosas aplicaciones en las artes y construcciones. De la *piedra de cal* ya hemos dicho que se obtiene la cal viva.

SULFATO CÁLCICO..... $SO_4 Ca$.

288. Estado natural y propiedades. — Se presenta este cuerpo en dos estados. Anhidro, constituye el mineral llamado *anhídrita*, y cristalizado en prismas romboidales, con dos moléculas de agua, forma el *espejuelo*, que tanto abunda en el terreno terciario inferior. Estos cristales son á veces muy pequeños y entrecruzados, en cuyo caso se forma una masa blanca y opaca, llamada *alabastro de yeso*. Aunque poco, se disuelve algo en el agua el sulfato de calcio, originando las aguas llamadas *selenitosas*.

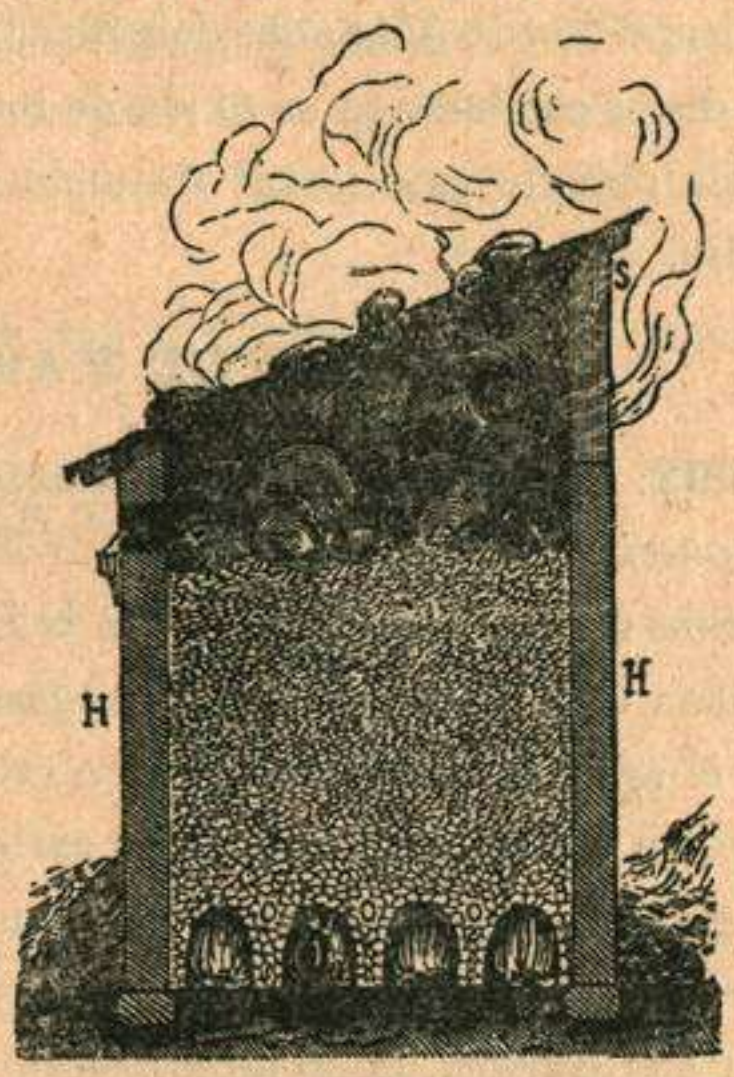


Fig. 54.

Calentando el sulfato cálcico hidratado á la temperatura de 120°, pierde toda el agua y se transforma en *yeso vivo*. Esta calcinación se efectúa en hornos especiales (fig. 54), en los que se coloca la *piedra de yeso*, calentándola hasta dicha temperatura por medio de hogares practicados en la parte inferior. Pulverizado el producto así obtenido, tiene la propiedad de volverse á combinar con el agua, en cuyo caso se forman pequeñísimos cristales entrecruzados, que producen una masa compacta y dura de mayor volumen. Si la piedra de yeso se hubiera sometido á mayor temperatura que la indicada antes, ya no se hidrataría al mezclarla con el agua.

289. Aplicaciones.—El yeso recibe una aplicación continua en la construcción de edificios y en el modelado de estatuas y objetos de ornamentación; mezclado con agua de cola origina los estucos, y es además uno de los *abonos* usados en Agricultura.

SEGUNDA SECCIÓN

290.—Los metales incluídos por Thenard en esta sección *descomponen el agua hacia la temperatura de* 100°. Figuran en ella únicamente el *magnesio* y el *manganeso*.

MAGNESIO..... $Mg = 24$.

291. Propiedades y obtención. — Este metal, aunque no en estado libre, abunda mucho en la Naturaleza, y combinado con la sílice y el

anhidrido carbónico forma parte de muchas rocas importantes. Es de un color blanco ligeramente azulado, dúctil y maleable, y tiene por densidad 1,75; se funde á 500°, y á mayor temperatura se volatiliza, por lo que puede destilarse con facilidad. En el aire seco no se altera á la temperatura ordinaria, pero en caliente se combina rápidamente con el oxígeno, produciendo una llama ligeramente violada, de un brillo extraordinario, por cuya propiedad se le usa, reducido á láminas delgadas, para sustituir la luz eléctrica; el producto de dicha combustión es óxido de magnesio.

Se obtiene este metal tratando el cloruro magnésico por el potasio ó el sodio.

ÓXIDO DE MAGNESIO..... $Mg\ O$.

292. Propiedades y obtención.—Este cuerpo, llamado generalmente *magnesia*, es de aspecto terroso, color blanco y muy infusible; expuesto á la acción del soplete adquiere un brillo extraordinario, á cuya propiedad es debida la luz que produce el magnesio al arder. La magnesia es poco soluble en el agua, pero se combina con este líquido formando el hidrato $Mg\ O_2\ H_2$, que, en contacto del anhidrido carbónico del aire, se transforma en hidrocarbonato. La magnesia obra como una base enérgica y puede neutralizar todos los ácidos.

Se prepara el óxido de magnesio calcinando al rojo el hidrato ó el carbonato de este metal, por cuya razón se conoce este cuerpo con el nombre de *magnesia calcinada*. Se usa en Medicina para combatir la acidez del estómago.

El hidrato magnésico se obtiene generalmente precipitando por la potasa el sulfato de magnesio, por cuyo motivo se llama *magnesia precipitada*; es poco soluble en el agua, y esta disolución presenta caracteres básicos. Se usa como contraveneno del anhidrido arsenioso.

SULFATO DE MAGNESIO..... $SO_4\ Mg$.

293. Propiedades y obtención.—Esta sal, conocida con los nombres de *sal de La Higuera, de Vacia-Madrid, sal amarga*, etc., es sólida, blanca, de sabor amargo salado y muy soluble en el agua. Cristaliza á la temperatura ordinaria en prismas romboidales con 7 moléculas de agua, los cuales se esflorecen al aire libre. Bajo la acción del calor experimenta la fusión acuosa, perdiendo toda el agua á los 212°. A mayor temperatura se funde, y luego se descompone en anhidrido sulfúrico y magnesia.

Se prepara esta sal tratando por el ácido sulfúrico el carbonato de magnesio, y también concentrando y haciendo cristalizar las aguas que la contienen disuelta, como las de Loeches, Vacia-Madrid, Calatayud, La Higuera, etc.

Su origen en la Naturaleza parece debido á la reacción entre el sulfato cálcico y el carbonato de calcio y magnesio (*dolomía*), que tanto abundan.

Se emplea bastante en Medicina como purgante.

MANGANESO..... $Mn = 55$.

294. Propiedades y extracción.—Este metal, descubierto por Scheele, es de un color blanco agrisado, muy duro y frágil, y tiene una densidad de 7,2. Es muy infusible y se altera en contacto del aire húmedo, adquiriendo un color pardusco.

Se obtiene reduciendo por el carbón á una temperatura muy elevada el carbonato manganoso.

ÓXIDOS DE MANGANESO

295.—Se combina el manganeso con el oxígeno en proporciones muy diversas, dando origen á los siguientes óxidos:

Óxido manganoso.....	$Mn\ O$.
» mangánico.....	$Mn_2\ O_3$
» manganoso-mangánico.....	$Mn_3\ O_4$
Bióxido de manganeso.....	$Mn\ O_2$
Anhidrido mangánico.....	$Mn\ O_3$
» permangánico.....	$Mn_2\ O_7$

El más importante de éstos es el bióxido de manganeso, ó sea la

296. Manganesa.—Este cuerpo constituye el mineral conocido con el nombre de *pirolusita*. Se presenta unas veces duro y compacto, de color negro, y otras cristalizado en prismas romboidales de color gris acerado. No se disuelve en el agua y se descompone por el calor, dejando en libertad parte de su oxígeno. Los ácidos le atacan formando sales de manganeso, á la vez que se desprende el oxígeno que le sobra para convertirse en óxido básico. Reaccionando con los álcalis bajo la influencia del calor y el oxígeno del aire, da origen á los manganatos.

La pirolusita contiene, además del bióxido de manganeso, óxido férrico, carbonato cálcico, sulfato bárico, etc.; así que, para usarla en ciertas aplicaciones, debe purificarse reduciéndola á polvo y tratándola por el ácido nítrico diluído; después se calienta y lava repetidas veces con agua destilada.

Se usa la manganesa, como ya hemos tenido ocasión de ver, para la obtención del oxígeno, cloro, bromo, etc.; y en las fábricas de cristal para descolorar el vidrio oxidando las materias carbonosas, por lo que se la conoce en esta industria con el nombre de *jabón de vidrieros*.

TERCERA SECCIÓN

297.—Los principales metales comprendidos en esta sección de Thenard son el *hierro*, *níquel*, *cromo* y *zinc*. Todos ellos *descomponen el agua al calor rojo, y en frío en presencia de los ácidos enérgicos.*

HIERRO..... $Fe = 56$.

298. Estado natural.—Este cuerpo es uno de los metales que más abundan en la Naturaleza. Rara vez se presenta nativo, encontrándose casi siempre combinado con el oxígeno, con el anhidrido carbónico y con el azufre.

Los principales minerales de hierro son los siguientes:

Hierro oligisto.—Es el óxido férrico cristalizado $= Fe_2\ O_3$. Tiene color gris brillante, y rojo si se le pulveriza. Su peso específico es 5,2, y es muy duro. Se encuentra abundante en la isla de Elba.

Hematites roja.—Igual composición química que el anterior, pero se presenta amorfo con estructura fibrosa, y tiene color rojo.

La *limonita*, el *hierro oolítico*, el *ocre amarillo* y la *hematites parda* son diferentes variedades del sexquióxido de hierro hidratado, siendo esta última muy abundante en Vizcaya.

Hierro magnético.—Es un óxido de hierro salino, cuya fórmula es $Fe_3\ O_4$. Es muy duro, gris negruzco, y tiene por densidad 5. Se encuentra con abundancia en Suecia y Noruega.

La *siderosa* ó *hierro espático*, que es el carbonato de hierro cristalizado en romboedros, tiene color pardo rojizo y un peso específico de 3,8, existiendo muchos criaderos en la región pirenaica de España.

En Inglaterra se encuentra también este carbonato amorfo mezclado con la hulla, en cuyo caso recibe el nombre de *hierro de las hulleras*.

299. Propiedades físicas del hierro.—Es un metal de color blanco agrisado, muy magnético y fusible á la temperatura de 1.500°. Antes de fundirse se reblandece, propiedad que permite soldar al rojo blanco dos trozos de este metal. Su densidad es 7,8, y la estructura suele ser granosa, haciéndose fibrosa al forjarle. Es uno de los metales más tenaces que se conocen, y pueden obtenerse con él láminas y alambres muy delgados.

Á una temperatura algo elevada absorbe fácilmente el hidrógeno, el óxido de carbono, el amoníaco, etc., y si no es grande su espesor, pasan dichos gases á través de su masa.

300. Propiedades químicas.—Á la temperatura ordinaria no se altera este metal en presencia del aire seco; pero si está húmedo, como es lo común, se cubre de una capa de ocre, llamada *orín* ó *herrumbre*, que poco á poco penetra en el interior de su masa, reduciéndola á polvo. Esto puede evitarse cubriendo su superficie con algún barniz graso, y mejor con una capa de zinc (*hierro galvanizado*) ó de estaño (*hoja de lata*).

Á una temperatura elevada se combina rápidamente con el oxígeno (84), produciendo el óxido de hierro magnético $Fe_3\ O_4$, y si está muy dividido puede arder en el aire á la temperatura ordinaria (*hierro pirofórico*). Se combina fácilmente con los cuerpos halógenos, produciendo las sales correspondientes, y reemplaza al hidrógeno de los oxácidos para dar lugar á las sales respectivas. El azufre le ataca á una temperatura elevada, desarrollándose en esta combinación una gran cantidad de calor. Por último, como los demás metales de esta sección, descompone el agua al calor rojo, produciendo el óxido ferroso-férrico con desprendimiento de hidrógeno.

301. Metalurgia del hierro.—El hierro puede extraerse de sus óxidos y del carbonato por los dos procedimientos siguientes:

1.º *Forja catalana.*—Este método sólo puede aplicarse cuando se dispone de un mineral muy puro y el combustible es abundante. El horno usado en este procedimiento consiste en un crisol rectangular (fig. 55) construído con materiales refractarios, por uno de cuyos lados penetra el aire procedente de una máquina soplante. Para obtener el hierro se comienza por llenar de carbón el crisol, y cuando está bien encendido se echan dos montones, uno de carbón hacia el lado de la tobera, y otro de mineral al lado opuesto, procurando que éste sea una mitad que aquél. Al arder el carbón inmediato al pico de la tobera, se produce anhidrido carbónico, cuyo gas se reduce á óxido de carbono al atravesar el resto de carbón enrojecido; dicho óxido reduce á metal el óxido de hierro inmediato, convirtiéndose otra vez en anhidrido carbónico, que escapa al exterior. Al mismo tiempo, el óxido ferroso en que se convierte parte del óxido férrico se combina con la ganga del mineral, formando una escoria de silicato aluminico-ferroso, irreductible por el carbón y muy fusible, lo que ocasiona una pérdida notable del hierro contenido en el mineral empleado. Cuando el hierro redu-

Fig. 55.

cido forma en el crisol una masa esponjosa, *F*, de alguna consideración, se lleva al *martinete*, y allí se aglomeran sus partículas por la forja, á la vez que se desprende la escoria que tenía entre sus poros. El metal obtenido en estas condiciones se llama *hierro dulce*, y es el más estimado en el comercio.

2.° *Altos hornos.*—En este procedimiento se usa el cok como combustible, y el mineral de hierro puede ser más pobre que en el método catalán.

Un alto horno (fig. 56) consiste en dos, conos, *E* y *C*, unidos por sus bases y construídos con materiales muy refractarios. La parte *B*, por donde se carga, se llama *tragante;* el cono superior *C*, es *la cuba*; la parte más ancha

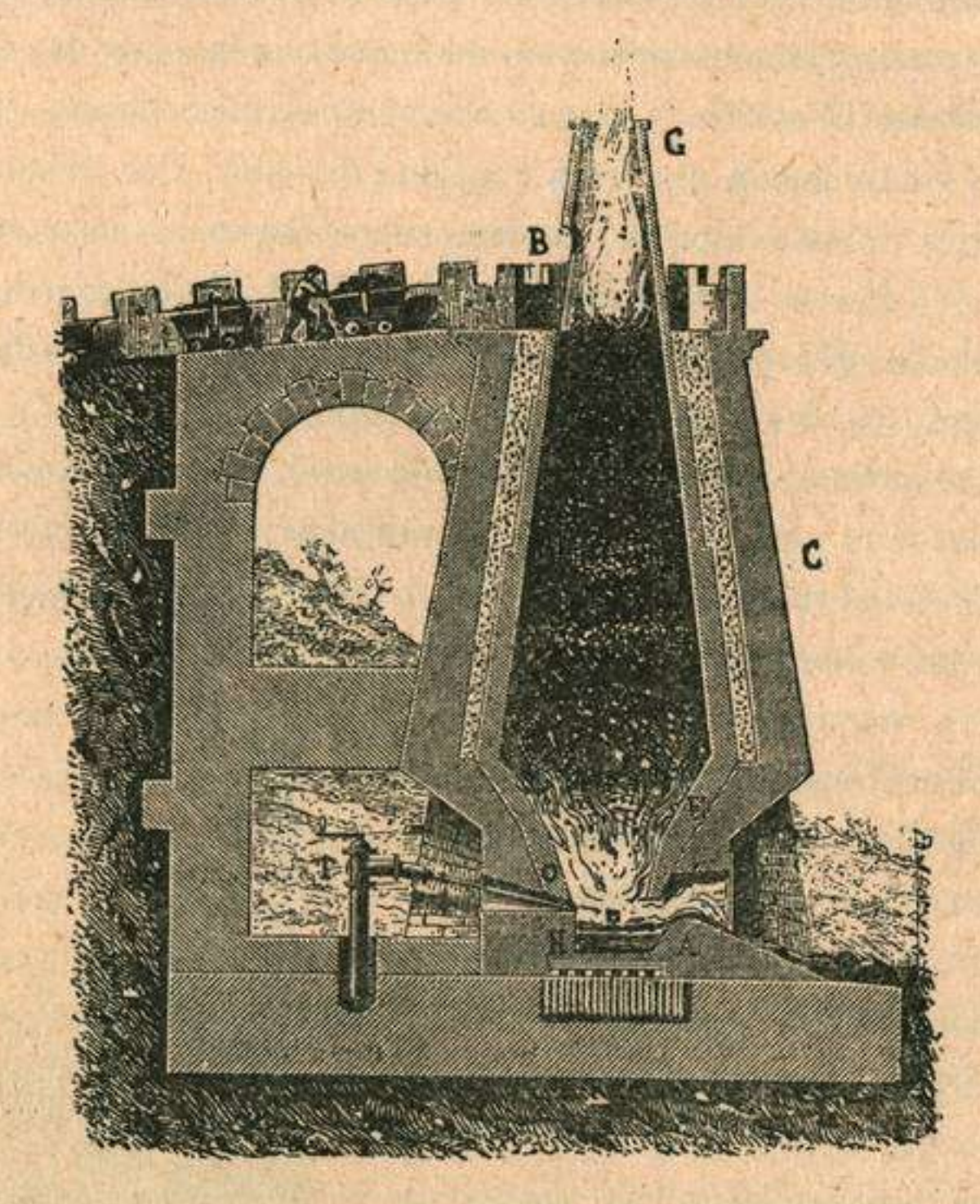


Fig. 56.

en que se unen los dos conos, *el vientre*; el cono inferior, *E*, recibe el nombre de *atalajes*; la parte *O*, situada debajo, se llama *la obra*, y *crisol* el espacio cuadrangular *H A*, donde se reune el metal fundido. Uno de los lados de dicho crisol está formado por una sola piedra refractaria, *A*, llamada *la dama*, por encima de la cual vierten las escorias fundidas, y en los otros tres lados acuden los picos de tres toberas, por donde afluye el aire de una poderosa máquina soplante.

La operación se conduce en estos hornos del modo siguiente: Después de llenarlos casi completamente de cok, se enciende el combustible y se lanza el aire por las toberas, esperando á que la temperatura llegue al rojo. Conseguido esto, se van echando por el tragante capas alternativas de combustible y mineral, mezclado éste con un fundente calizo (*castina*) si la ganga de aquél es silicea, y si es calcárea se mezcla con un fundente arcilloso (*erbua*). Así se continúa sin interrupción hasta que se haga necesario reparar el horno, y cada seis ó doce horas, según su capacidad, se *sangra*, dando salida al metal fundido por una abertura que tiene el fondo del crisol, la que está tapada con un cilindro de arcilla. Dicha fundición se recibe en moldes de arena, en los que se solidifica en forma de semicilindros, llamados *lingotes*.

Las acciones químicas que tienen lugar dentro del horno son análogas á las que hemos dicho se verificaban en las forjas catalanas; pero, efecto de la mayor temperatura á que se realiza en éstos la reducción del óxido de hierro, se funde este metal y se une con parte del carbón; á su vez se combinan la sílice, la arcilla y la caliza que contiene el mineral, formando una escoria fusible de silicato doble de aluminio y calcio que, unida al hierro fundido, cae al crisol. El hierro fundido, como más denso, ocupa la parte inferior de éste, y la escoria queda en la superficie, marchando por encima de *la dama* cuando adquiere el líquido suficiente altura.

El metal obtenido por este procedimiento se llama *hierro colado* ó *fundición*, la que puede ser *blanca* ó *gris*, según la cantidad de carbono que contenga.

Dichas fundiciones contienen de 2 á 5 por 100 de carbono y algo de silicio; pero una parte de dicho metaloide se halla combinado con el hierro, formando carburos de hierro, y la otra se encuentra disuelta en el metal, cristalizando en forma de grafito cuando aquél se solidifica. En la fundición blanca domina el carbono combinado, y en la gris, el disuelto; ambas son más fusibles que el hierro, sobre todo la gris, que lo verifica hacia los 1.000°. La blanca es más dura y frágil que la gris, y tiene estructura cristalina. Ambas se utilizan para la construcción de objetos moldeados, como los engranajes, columnas de sostén, relieves, etc.

302. Afinación de las fundiciones.—Además del método catalán, puede obtenerse el hierro dulce descarburando las fundiciones de este metal. Esta operación, llamada *pudelage*, se practica, generalmente, en hornos especiales de reverbero (fig. 57), en los que se coloca la fundición mezclada con escorias ferruginosas y *batiduras de hierro* (óxido férrico). Al fundirse aquélla, en contacto del aire que arrastra la llama *L*, se quema el carbón que

contiene, transformándose en anhidrido carbónico, y el silicio, después de oxidado, se combina con el óxido de hierro para formar un silicato de hierro fusible. El hierro descarburado que queda en libertad adquiere el estado pastoso, porque la temperatura del horno no es bastante alta para fundirle, y agitando constantemente la materia con espetones de hierro, se va aglomerando hasta formar una masa redondeada, llamada *zamarra*, que se lleva al *martillo-pilón*, donde se sueldan sus partículas y se expulsan las escorias. El metal obtenido se caldea nuevamente, y se le da con el laminador la forma de barras de diferente forma y sección con que se expende en el comercio.

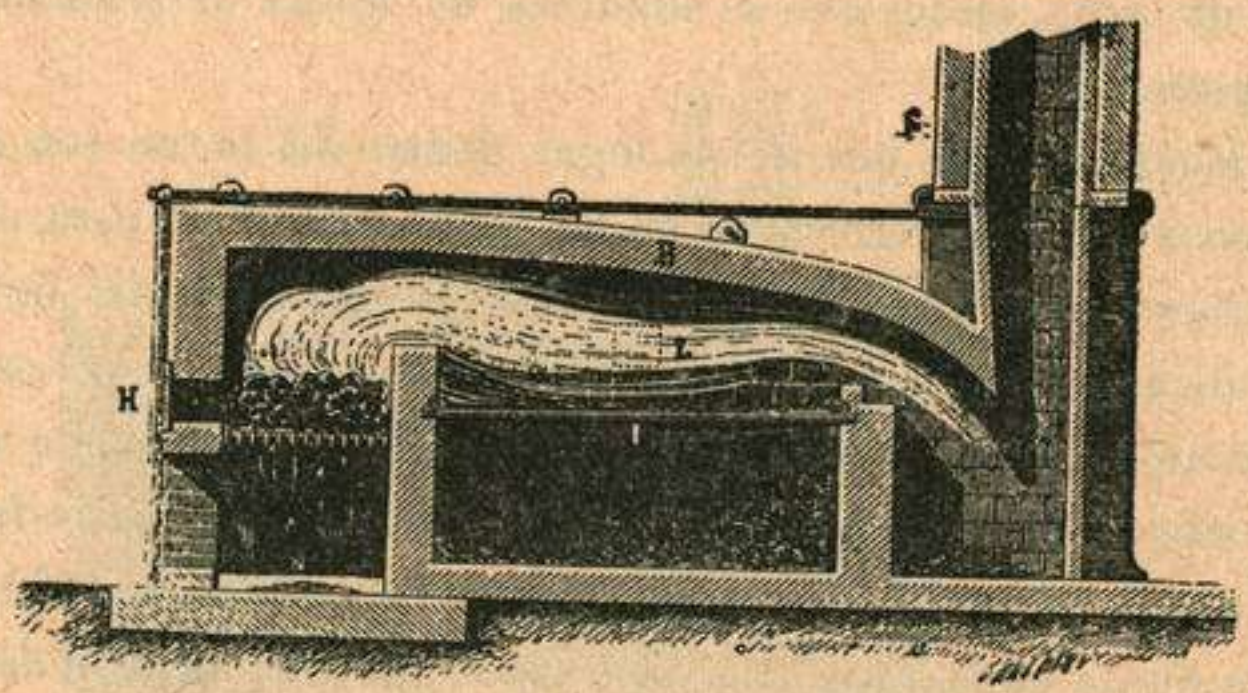


Fig. 57.

Por este método resulta mucho más económico el hierro obtenido; pero es más agrio y de peor calidad que el preparado en las forjas catalanas, por contener siempre algo de carbono y silicio.

303. Acero.—Este precioso producto contiene tan sólo de 0,7 á 1 por 100 de carbono. Es más tenaz y elástico que el hierro, y se diferencia de éste en que adquiere por el *temple* una dureza extraordinaria. Dicha operación consiste en calentar el acero al rojo y enfriarle rápidamente introduciéndole en grasas, agua ó mercurio, según el grado de dureza que se necesite; recociéndole convenientemente pierde otra vez su dureza y puede trabajarse como el hierro.

El acero se prepara descarburando parcialmente la fundición ó carburando el hierro dulce. El primero recibe el nombre de *acero natural* ó de forja, y el segundo de *cementación*.

Para obtener el acero por este último procedimiento se colocan por capas alternadas, en cajas de piedra refractaria, barras de hierro y una mezcla de carbón, ceniza y sal común en polvo, sometiendo dichas cajas, después de cerradas, á una elevada temperatura durante quince días. En estas condicio-

nes se combina el carbono con el hierro y se obtiene el acero de cementación; éste, sin embargo, no es homogéneo, por estar más carburada la parte exterior de las barras que la interior, y para corregir este defecto se le funde en crisoles de grafito, agitándole antes de verterle en las rieleras en que adquiere la forma de barras, en que generalmente se vende; después de estas operaciones resulta un producto excelente, llamado *acero fundido*, pero de un precio excesivo para la fabricación de objetos de gran tamaño.

Procedimiento de Bessemer.—Por este método se obtiene el acero á un precio más económico, y puede, por lo tanto, emplearse para la construcción de toda clase de objetos. Para conseguirlo se usa una especie de crisol giratorio, *C* (figura 58), llamado *convertidor*, en el que, después de calentarle, se echa una cierta cantidad de fundición de hierro líquida. Por un tubo, *A*, que comunica con el eje de giro, y con otro acodado, *D*, se lanza una corriente violenta de aire, con cuyo oxígeno se quema el carbono y el silicio de la fundición, transformándose ésta en hierro dulce; el calor que origina dicha combustión basta para mantener fundida la masa. Cuando ha terminado esta primera operación se añade cierto peso de una fundición cuya cantidad de carbono sea bien conocida, y que contenga además algo de manganeso, con lo que adquiere el hierro el carbono necesario para convertirse en acero; después sólo resta agitar la masa para que se haga homogénea, y hacer girar el convertidor, recogiendo el líquido en moldes dispuestos al efecto.

Fig. 58.

Procedimiento Martín.—En este método se consigue obtener el acero añadiendo hierro dulce á la fundición de hierro líquida. La operación se practica en hornos de reverbero caldeados al rojo blanco, en los que se coloca una fundición de composición conocida y la cantidad de hierro necesaria para que resulte el acero con el carbono necesario, según el uso á que se destine.

304. Aplicaciones.—Tanto el hierro como el acero tienen infinidad de aplicaciones en las artes y en la industria, y puede asegurarse que no hay ningún otro metal tan útil como éste; siendo regulada por algunos la civilización de un pueblo por la cantidad de hierro que emplea en su industria.

CLORUROS DE HIERRO

305.—Al combinarse el hierro con el cloro da origen á un cloruro ferroso = $Fe\ Cl_2$ y á un cloruro férrico = $Fe_2\ Cl_6$.

El *cloruro ferroso* se presenta cristalizado en escamas anacaradas, que al disolverse en el agua se hidratan y producen un líquido verde azulado. Se obtiene este cuerpo anhidro haciendo pasar por el hierro enrojecido una corriente de ácido clorhídrico seco, y resulta dicho cloruro hidratado cuando se disuelve el hierro en el ácido clorhídrico disuelto en agua.

El *cloruro férrico* es un cuerpo sólido que cristaliza en láminas brillantes de un color violado, muy solubles en el agua, á la que comunica un color amarillo obscuro.

Se obtiene anhidro este cloruro haciendo pasar una corriente de cloro por torneaduras de hierro calentadas en un tubo de porcelana, y se prepara el cloruro férrico hidratado disolviendo en ácido clorhídrico el óxido férrico. Éste se usa mucho en Medicina para contener las hemorragias.

FERROCIANUROS..... $(Cy_6\ Fe'')\ M'_4$

306.—Estos cuerpos resultan de la unión del cianuro ferroso con otros cianuros, en cuya reacción se origina, según la opinión más admitida, un radical compuesto $Cy_6\ Fe''$ llamado *ferrocianógeno*. Este radical es tetradinamo, y al combinarse con los metales forma los *ferrocianuros*, sales análogas á las haloideas.

Los dos ferrocianuros más importantes son el potásico y el férrico.

Ferrocianuro potásico.—$(Cy_6\ Fe'')\ K_4$. Este cuerpo recibe también los nombres de *cianuro amarillo* y *prusiato amarillo*. Cristaliza en octaedros de dicho color, solubles en agua é insolubles en el alcohol. Dichos cristales se exfolian fácilmente produciendo laminitas flexibles; contienen tres moléculas de agua, que pierden á los 100°. El calor transforma á este cuerpo en cianuro potásico, hierro y carbón. El ácido sulfúrico concentrado le ataca con desprendimiento de óxido de carbono.

Se obtiene este ferrocianuro sometiendo al calor rojo una mezcla de carbonato potásico, granalla de hierro y restos de materias orgánicas (sangre, pedazos de pieles, pezuñas, etc.). La mezcla resultante se trata por agna caliente para disolver al prusiato amarillo formado, cuya sal se cristaliza luego por evaporación.

Este cuerpo tiene bastantes aplicaciones en las artes, y, además de servir

en Química para la obtención del cianuro potásico, se usa como reactivo de las sales férricas, con las que origina una fuerte coloración azul.

Ferrocianuro férrico.—$(Cy_6\ Fe)_3\ 2\ Fe_2 + 18\ H_2\ O$. Resulta este cuerpo, llamado *azul de Prusia*, al reaccionar el prusiato amarillo sobre una sal férrica.

Es un cuerpo pulverulento, de color azul turquí con reflejos cobrizos. Contiene 18 moléculas de agua y es insoluble en este líquido y en el alcohol, pero se disuelve en el ácido oxálico y en el tartrato amónico.

Se usa mucho en las artes como materia colorante.

ÓXIDOS DE HIERRO

307.—Combinándose el hierro con el oxígeno origina los tres óxidos siguientes:

Óxido ferroso$=Fe\ O$; óxido férrico$=Fe_2\ O_3$, y óxido ferroso-férrico$=Fe_3\ O_4$.

El *óxido ferroso* es un polvo negro que arde en el aire al elevar su temperatura, produciendo el óxido ferroso-férrico. Se obtiene calentando el óxido férrico y reduciéndole parcialmente por una mezcla de gas carbónico y óxido de carbono. Se combina con el agua formando un *hidrato ferroso* blanco, que puede obtenerse tratando por la potasa una disolución de sulfato ferroso. Dicho hidrato tiene tal afinidad con el oxígeno, que inmediatamente después de obtenido se combina con él, cambiando su color en azul, luego en verdoso, y por fin en amarillo rojizo de hidrato férrico. El hidrato ferroso obra como una base enérgica, y se combina con los ácidos formando *sales ferrosas*.

Óxido férrico.—Este óxido se encuentra anhidro en la Naturaleza, formando el *hierro oligisto* cuando está cristalizado, y la *hematites roja* cuando se presenta amorfo. Si está hidratado constituye la *limonita*, la *hematites parda*, los *ocres*, etc.

Se prepara el óxido férrico anhidro descomponiendo por el calor el sulfato ferroso, en cuyo caso se obtiene un producto rojizo llamado *colcótar* y *rojo ingles*.

El óxido férrico hidratado se obtiene tratando por la potasa una disolución de cloruro férrico; el precipitado obtenido tiene un color rojo de castaña, y puede combinarse con los ácidos para formar *sales férricas*.

Óxido ferroso-férrico.—Este óxido puede suponerse originado por la combinación de los dos anteriores, y se presenta en la Naturaleza formando el

mineral llamado *hierro magnético*. Puede también obtenerse artificialmente, quemando hierro en una atmósfera de oxígeno.

SULFATOS DE HIERRO.

308.—Reaccionando el ácido sulfúrico con los óxidos ferroso y férrico, da lugar á los sulfatos correspondientes; el primero, ó sea el sulfato ferroso, $SO_4\ Fe$, tiene bastante importancia, y de él tan sólo nos ocuparemos.

309. Sulfato ferroso.—Este cuerpo, llamado comúnmente *caparrosa verde* ó *vitriolo verde*, cristaliza con siete moléculas de agua en prismas oblícuos de base rombal; dichos cristales tienen un color verde esmeralda, sabor estíptico, y se disuelven fácilmente en agua, pero no en el alcohol. En contacto del aire pierden parte de su agua de cristalización y se reducen á un polvo blanco verdoso, á la vez que absorben el oxígeno del aire, transformándose en sulfato férrico básico; para evitar esto deben conservarse dichos cristales dentro del alcohol contenido en un frasco.

Esta sal se prepara en los laboratorios tratando el hierro por el ácido sulfúrico diluído; concentrando luego la disolución, se obtienen los cristales de que hemos hecho mención.

En la industria se obtiene este cuerpo con más economía, oxidando en el aire húmedo el sulfuro ferroso natural (*pirita marcial*).

310. Aplicaciones.—Se usa el sulfato ferroso en la preparación de la tinta de escribir; en tintorería para obtener el color negro, y en la industria química para preparar el *azul de Prusia*, el *colcótar* y el ácido sulfúrico de Nordhausen.

NÍQUEL..... $Ni = 58$.

311. Propiedades y obtención.—Este metal se encuentra en la Naturaleza combinado con el arsénico y el azufre, formando el mineral llamado *Kupferniquel*. Tiene un color blanco ligeramente agrisado y una densidad de 8,5. Es dúctil, maleable y muy duro, y su tenacidad supera á la del hierro, con cuyo metal tiene gran semejanza. Es algo magnético y se funde á 1.600°. Arde en el oxígeno puro, pero no se altera en el aire á la temperatura ordinaria. Los hidrácidos le atacan lentamente, y el ácido nítrico diluído le convierte rápidamente en nitrato.

Este metal se obtiene en los laboratorios reduciendo por el carbón el óxido de níquel. En la industria se extrae del *Kupferniquel* ó del *speiss*, que es un compuesto que resulta al obtener el *esmalte azul* con minerales que contengan cobalto y níquel.

312. Aplicaciones.—Este metal va recibiendo cada día mayores aplicaciones por el hermoso brillo que es susceptible de adquirir y por no alterarse en contacto de los agentes atmosféricos. Aleado con el cobre se usa para fabricar moneda en Bélgica, Suiza y otros países, y en combinación con el cobre y el zinc constituye el *metal blanco ó plata alemana*. También se emplea para la construcción de objetos de arte, y sobre todo para recubrir el hierro y el acero con una ligera capa de este metal, que evita la oxidación de aquéllos.

Esta operación se realiza descomponiendo, por la corriente eléctrica, el sulfato doble de níquel y amoníaco, cuya sal se obtiene haciendo reaccionar el ácido sulfúrico diluído sobre el níquel ó su carbonato. Concentrando el líquido resultante se obtienen unos cristales verdes de sulfato de níquel, los que, tratados por una disolución de sulfato amónico, dan lugar á la doble sal de que hicimos mención.

CROMO..... $Cr = 52,5$.

313. Propiedades y obtención.—Este metal se presenta en la Naturaleza unido al plomo y al hierro, formando los minerales llamados, respectivamente, *plomo rojo de Siberia* y *hierro cromatado*.

El cromo presenta un color gris brillante, es cristalino, frágil, y tan duro, que raya el cristal. Es algo magnético, tiene una densidad de 5,9 y es muy infusible. Al rojo arde en el oxígeno, pero á la temperatura ordinaria no se altera en el aire.

Se obtiene este metal reduciendo el óxido crómico por el carbón á la temperatura del rojo blanco, y mejor por la electrolisis del alumbre de cromo, ó sea el sulfato doble de cromo y potasio.

ÓXIDOS DE CROMO

314.—Combinándose este metal con el oxígeno, forma una serie de compuestos análogos á los óxidos de manganeso, siendo los más importantes el *óxido crómico* $Cr_2 O_3$ y el *anhidrido crómico* $Cr O_3$.

El *óxido crómico*, llamado generalmente *óxido verde de cromo*, se presenta unas veces pulverulento, de color verde botella, y otras cristalizado en romboedros de color verde obscuro. Se funde, sin descomponerse, á una temperatura muy elevada, y, después de haber sufrido la acción del calor, resulta inalterable por los ácidos. Es insoluble en el agua.

Se prepara este óxido por la calcinación del cromato mercurioso, en cuyo caso se descompone dicha sal en mercurio, oxígeno y óxido crómico.

El óxido crómico forma varios hidratos, y el que tiene por fórmula $Cr_2\ O_4\ H_2$ presenta un hermoso color verde esmeralda, llamado *verde de Guinet.*

El *anhidrido crómico* CrO_3 es muy poco conocido. Reaccionando con el agua forma el ácido crómico $CrO_4\ H_2$, cuerpo cristalino de color rojo, muy soluble en el agua, á cuyo líquido comunica un color anaranjado. Sometido á la acción del calor se funde, y después se descompone en oxígeno y óxido crómico. Es muy oxidante, tanto que algunos cuerpos, como el alcohol y el éter, se inflaman con su contacto; forma sales que presentan gran analogía con los sulfatos.

Se obtiene este cuerpo tratando por el ácido sulfúrico una disolución saturada de bicromato de potasio, en cuyo caso se forman unos cristales rojos de este anhidrido, que se separan y dejan secar sobre un trozo de porcelana sin esmalte.

CROMATOS

315.—Reaccionando el ácido crómico con las bases, forma dos clases de sales: unas neutras llamadas *cromatos*, y otras ácidas ó *bicromatos.* Los cromatos son amarillos, y los bicromatos de color rojo. Los más importantes son los siguientes:

316. Cromato potásico.—$CrO_4\ K_2$. Esta sal es de color amarillo de limón, muy soluble en el agua y de un poder colorante tan extraordinario que puede comunicar su color á una masa de dicho líquido 40.000 veces mayor que la suya. Cristaliza en prismas romboidales y se funde, sin descomponerse, por la acción del calor.

Tratado por los ácidos se transforma en bicromato, adquiriendo color rojo.

Se obtiene el cromato potásico haciendo reaccionar una disolución de bicromato del mismo metal sobre otra de carbonato de igual base. Evaporando y concentrando el líquido, cristaliza el cromato de potasio.

317. Cromato de plomo.—$CrO_4\ Pb$. Este cuerpo se presenta en la Naturaleza cristalizado, constituyendo el mineral conocido con el nombre de *plomo rojo de Siberia.* Se prepara artificialmente tratando una disolución de acetato de plomo por otra de cromato potásico, en cuyo caso se precipita este cuerpo formando un polvo amarillo, insoluble en el agua y muy usado en la pintura.

318. Bicromato potásico. — $Cr_2\ O_7\ K_2$. Esta sal cristaliza en tablas cuadrangulares, de un hermoso color rojo anaranjado, solubles en agua fría y mucho más en caliente. Por un exceso de calor se descompone en cromato neutro, óxido de cromo y oxígeno.

Tratado en caliente por el ácido sulfúrico, pierde oxígeno y se origina un sulfato doble de cromo y potasio, llamado *alumbre de cromo*.

Se obtiene el bicromato potásico calentando al color rojo una mezcla de hierro cromatado, carbonato potásico y nitro, en cuyo caso se produce un cromato neutro de potasio, que se separa del resto de la masa por disolución y cristalización. Disolviendo estos cristales en agua y añadiendo ácido sulfúrico, se transforma aquél en bicromato potásico, que se deja cristalizar por evaporación.

El bicromato potásico se emplea para preparar otros cromatos usados en la industria, y en Química como reactivo.

ZINC..... $Zn = 65$.

319. — Este metal fué conocido por los pueblos orientales desde tiempos muy remotos; pero se ignora la época en que se descubrió. En Europa fué importado de la China en el siglo XII con el nombre de *estaño de la India*.

Se conocen varios minerales de zinc, siendo los dos más importantes la *calamina* (carbonato de zinc), que existe en la provincia de Santander, y la *blenda* ó sulfuro de zinc, que abunda en San Juan de Alcaraz.

320. Propiedades. — Este metal presenta un color blanco azulado, tiene una densidad que fluctúa entre 6,8 y 7,2, según haya sido fundido ó laminado, y cristaliza en dodecaedros romboidales. Á la temperatura de 150° puede extenderse en láminas bastante delgadas; pero á mayor ó menor grado de calor se hace quebradizo. Se funde á los 410° y se volatiliza á los 1.040°.

Calentando el zinc al calor rojo en presencia del aire, arde con llama azulada y brillante, produciendo unos humos blancos de óxido de zinc. Á la temperatura ordinaria también se oxida este metal en contacto del aire atmosférico; pero la costra de óxido formada protege el resto de la masa de la oxidación. Le atacan fácilmente los cuerpos halógenos, con los cuales se combina para formar las sales correspondientes.

Cuando está perfectamente puro, casi no es atacado por los ácidos clorhídrico y sulfúrico diluídos; pero el zinc del comercio se disuelve rápidamente en ellos con desprendimiento de hidrógeno, debido á la acción eléctrica que tiene lugar entre este metal y los que le impurifican, los cuales forman un par voltaico en presencia del ácido, en el que el zinc es el cuerpo más oxida-

ble. Las disoluciones alcalinas también disuelven en caliente al zinc, formándose sales en que el hidrato zíncico hace el papel de ácido.

321. Extracción. — El zinc se obtiene, generalmente, de la calamina y de la blenda, para lo que se empieza por tostar dichos minerales. Efecto de la elevación de temperatura desprenden éstos, respectivamente, anhidrido carbónico y gas sulfuroso, y se convierten en óxidos de zinc. Pulverizados éstos y mezclados con carbón, se calcinan en hornos á propósito, en cuyo caso se combina el carbono con el oxígeno de aquéllos, formando óxido de carbono, y queda libre el metal; éste se volatiliza á la temperatura en que se opera, y sus vapores se recogen luego en recipientes colocados, unas veces al lado del horno (método *per ascensum*), y otras debajo del crisol en que se ha puesto la mezcla de óxido y carbón (procedimiento *per descensum.*)

El zinc obtenido de este modo siempre tiene pequeñas cantidades de hierro, cobre, plomo, cadmio, carbón y arsénico, cuyos cuerpos pueden separarse sometiéndole primero á una destilación para separar los que son fijos, y luego fundiéndole con nitro para oxidar el arsénico.

322. Aplicaciones. — Muchas son las que recibe este metal, ya laminado para cubrir las construcciones y fabricar vasijas, ó bien para proteger el hierro de la oxidación (*hierro galvanizado*), debiendo advertir, sin embargo, cuando se trata de usar aquéllas, que todos los compuestos de zinc son venenosos.

También se emplean grandes cantidades de zinc en la preparación del *latón*, liga que se usa en la fabricación de infinidad de objetos.

ÓXIDO DE ZINC..... $= Zn\,O.$

323.—Este cuerpo, conocido con los nombres de *flores de zinc*, *lana filosófica*, *nihil album*, etc., es un polvo blanco, insoluble en el agua é irreductible por el calor. Neutraliza los ácidos, originando las sales correspondientes, y reacciona con el agua para formar un hidrato, que puede obtenerse tratando el sulfato de zinc por un álcali; teniendo cuidado de no añadir un exceso de éste, en cuyo caso se disolvería el hidrato precipitado.

El óxido de zinc se obtiene calcinando el nitrato ó carbonato zíncico, y también desecando el hidrato de este metal. En la industria se prepara en gran escala por la combustión del vapor de zinc en el aire atmosférico.

Se emplea en la Pintura para reemplazar al albayalde, porque presenta sobre éste la ventaja de no ennegrecerse con las emanaciones de hidrógeno sulfurado.

SULFATO DE ZINC..... $= SO_4 Zn$.

324.—Esta sal, llamada comúnmente *vitriolo blanco*, cristaliza en prismas romboidales rectos, isoformos con el sulfato de magnesia. Dichos cristales son eflorescentes y contienen siete moléculas de agua, las que pierde á 238°. A la temperatura del rojo blanco se descompone en oxígeno, anhidrido sulfuroso y óxido de zinc. El sulfato de zinc tiene un sabor estíptico repugnante y es muy soluble en agua, sobre todo si está caliente este líquido.

Se obtiene en los laboratorios haciendo reaccionar el zinc con el ácido sulfúrico diluído. En la industria se prepara tostando la blenda á una temperatura moderada.

Se emplea en la tintorería para el estampado de las indianas, y en Medicina para combatir algunas enfermedades de los ojos.

CUARTA SECCIÓN

325.—Los metales comprendidos por Thenard en esta sección *descomponen el agua á temperaturas superiores al rojo y son atacados por las disoluciones alcalinas*, con desprendimiento de hidrógeno.

Figuran en esta sección, entre otros menos importantes, el *estaño* y el *antimonio*.

ESTAÑO..... $Sn = 118$.

326.—Este metal fué conocido desde la más remota antigüedad y dedicado á Júpiter, con cuyo nombre le designaban los alquimistas.

Se presenta en la Naturaleza combinado con el oxígeno, formando el mineral llamado *casiterita*, que existe en nuestras provincias de Salamanca y Pontevedra.

327. Propiedades físicas.—Este cuerpo es de color blanco argentino, muy brillante, y cristaliza en prismas cuadrangulares. Su peso específico varía entre 7,1 y 7,3, según se le estudie cristalizado ó fundido. Es muy maleable, y por la acción del martillo pueden hacerse láminas tan delgadas como el papel (*papel de estaño*). Su estructura es cristalina, y al doblarle repetidas veces produce un crujido especial, llamado *grito del estaño*, debido al roce y rotura de las aristas de los cristalitos que forman su masa. Frotado despide un olor fétido, y se funde á la temperatura de 228°, por lo que puede moldearse en una caja de cartón.

328. Propiedades químicas. — Este cuerpo arde en el oxígeno con llama brillante á una temperatura elevada, produciendo anhidrido estánnico; á la temperatura ordinaria se oxida en el aire superficialmente, perdiendo su brillo.

Reacciona con los oxácidos, formando sales llamadas estannosas ó estánnicas, según entre en ellas en átomo doble ó sencillo. El ácido nítrico concentrado le transforma, en caliente, en ácido meta-estánnico con desprendimiento de vapores rutilantes; pero si dicho ácido está diluído, forma lentamente con este metal nitrato de estaño.

En contacto de los hidrácidos, forma sales estannosas con desprendimiento de hidrógeno, y el agua regia le disuelve, produciendo cloruro estánnico.

Se disuelve, en caliente, en las disoluciones alcalinas con desprendimiento de hidrógeno, produciendo estannatos de la base empleada.

Por algunas de las propiedades químicas que acabamos de citar puede clasificarse este cuerpo entre los metaloides tetradinamos, al lado del carbono y del silicio; pero todas sus propiedades físicas le asignan un lugar entre los metales. Esto nos indica el poco valor que científicamente tiene la división de los cuerpos simples en metaloides y metales, por más que en la práctica, y tratándose del estudio elemental de esta asignatura, deba, á nuestro juicio, establecerse la citada división.

329. Extracción del estaño.— Se extrae este metal del anhidrido estánnico (*casiterita*), para lo cual se mezcla este mineral con carbón y se le reduce en un horno prismático, llamado de *manga;* por la acción del calor y el aire, inyectado por una máquina soplante, se convierte el carbón en óxido de carbono, cuyo gas reduce á metal el óxido estánnico, pasando él á anhidrido carbónico. El estaño reducido se reune en el crisol situado en el fondo del horno, de donde se le conduce á un depósito en el que se le remueve, antes que se solidifique, con agitadores de madera verde, para que suban á la superficie las impurezas que contiene, arrastradas por los gases que se producen en dichos agitadores por el aumento de temperatura. Por último, se le vierte en moldes de hierro, donde adquiere la forma con que se le expende en el comercio.

330. Aplicaciones.—Este metal se usa mucho para recubrir la superficie de otros más oxidables, como el hierro y el cobre. Con el hierro forma la *hoja de lata*, tan usada en la construcción de toda clase de utensilios, y con el cobre evita la producción de las sales cúpricas, todas venenosas, que de otro modo se formarían en las vasijas de dicho metal; los compuestos que puede formar el estaño en estas condiciones son completamente inofensivos. Aleado

con el cobre forma el *bronce*, y con el plomo la *soldadura de plomeros*. Reducido á láminas muy delgadas constituye el *papel de estaño*, cuyas numerosas aplicaciones son conocidas de todos, y, por último, se emplea en Química como reductor.

ÓXIDOS DE ESTAÑO

331.—Al combinarse el estaño con el oxígeno da lugar á dos óxidos: uno de ellos es el *óxido estannoso* = $Sn_2\ O_2$, y el otro el *anhidrido estánnico* = $Sn\ O_2$, que es el más importante.

Anhidrido estánnico.—Este óxido constituye, según hemos dicho, el mineral llamado *casiterita*, el cual se presenta formando cristales correspondientes al segundo tipo, transparentes ó pardos, de bastante dureza. Tiene una densidad de 7 enteros y es insoluble en el agua, pero se combina con sus elementos y origina varios ácidos estánnicos. Se disuelve en los hidrácidos, formando sales estánnicas, y con los álcalis da origen á los estannatos.

Se obtiene artificialmente deshidratando por el calor cualquiera de los ácidos estánnicos, ó bien agitando el estaño fundido para favorecer su oxidación.

SULFUROS DE ESTAÑO

332.—También se combina el estaño con el azufre, y da lugar á dos sulfuros análogos á los óxidos antes citados. Uno de ellos es el *sulfuro estannoso* = $Sn_2\ S_2$, y el otro el *sulfuro estánnico* = $Sn\ S_2$.

Sulfuro estánnico.—Este cuerpo, llamado generalmente *oro musivo*, es de color amarillo de oro, blando y untuoso al tacto. Cristaliza en laminillas exagonales, que se aglomeran formando masas; es insoluble en el agua, y se descompone por el calor en sulfuro estannoso y azufre.

Se prepara, generalmente, calentando al rojo obscuro, en una sublimatoria, una mezcla de flor de azufre, sal amoníaco y amalgama de estaño, todo bien pulverizado y mezclado íntimamente. En las partes frías de aquélla se condensa el bisulfuro de estaño obtenido.

Se emplea en Física para espolvorear las almohadillas de las máquinas eléctricas.

ANTIMONIO..... $Sb = 120$.

333.—Este cuerpo, aislado por Basilio Valentín, se encuentra en la Naturaleza unido al oxígeno y al azufre, formando con este último el mineral conocido con el nombre de *estibina*.

334. Propiedades físicas.—El antimonio es un cuerpo sólido, de color blanco azulado, duro y tan frágil, que se reduce á polvo por la percusión. Cristaliza en romboedros agrupados en forma de estrellas, y tiene una densidad que varía entre 6,8 y 5,8, según se le considere cristalizado ó amorfo; en este último estado es de color gris de acero y más blando que el cristalizado. Se funde á 450° y se volatiliza á la temperatura del rojo blanco.

335. Propiedades químicas.—Atendiendo á estas propiedades, puede clasificarse este cuerpo entre los metaloides, al lado del arsénico, con el que tiene grandes analogías. El antimonio no se altera en contacto del aire á la temperatura ordinaria; pero elevando su temperatura arde con llama brillante, produciendo humos blancos de trióxido de antimonio. El cloro, bromo y yodo le atacan rápidamente, con desprendimiento de calor y luz. En contacto del ácido clorhídrico se transforma lentamente en cloruro de antimonio y se desprende el hidrógeno. El ácido sulfúrico le ataca en caliente, produciendo sulfato de antimonio y anhidrido sulfuroso.

336. Extracción. — El método más sencillo para obtener este cuerpo consiste en fundir en un crisol el sulfuro de antimonio mezclado con hierro, en cuyo caso se forma sulfuro de hierro y antimonio libre, que se reune en el fondo de aquél por su mayor densidad.

Puede también obtenerse reduciendo á una elevada temperatura el óxido de antimonio por una mezcla de carbonato potásico y carbón.

337. Aplicaciones.—Una de las principales que ha recibido este metal es para aumentar la dureza del plomo con que se fabrican los caracteres de imprenta; en esta aleación entran 80 partes de plomo y 20 de antimonio. También forma parte del *metal inglés.*

CLORUROS DE ANTIMONIO

338.—El antimonio se combina con el cloro en dos proporciones, formando el tricloruro de antimonio = $SbCl_3$, y el pentacloruro = $SbCl_5$.

El *tricloruro de antimonio*, llamado también *clórido antimonioso* y *manteca de antimonio*, es sólido, trasluciente y de un color blanco amarillento, análogo al de la manteca; se funde á 73° y se volatiliza á los 230°. Es soluble en agua acidulada con el clorhídrico, y también en una pequeña cantidad de agua pura; pero si este líquido se halla en exceso, se descompone, formando un precipitado blanco de oxicloruro, conocido con el nombre de polvos de *Algaroth.*

El clórido antimonioso se obtiene, generalmente, calentando en una retorta de vidrio de cuello largo una mezcla de cloruro mercúrico y antimonio en

polvo. El cloruro obtenido destila á lo largo del cuello de aquélla y se recoge en una cápsula, en la que se solidifica inmediatamente.

Se usa algo en Medicina dicho tricloruro, y también en las artes para *empavonar* el hierro.

ÓXIDOS DE ANTIMONIO

339.—Combinándose el antimonio con el oxígeno, forma los tres compuestos siguientes:

Anhidrido antimonioso. . . . . = $Sb_2\ O_3$
Tetraóxido de antimonio. . . . . = $Sb_2\ O_4$
Anhidrido antimónico . . . . . = $Sb_2\ O_5$

El *anhidrido antimonioso*, llamado también *óxido de antimonio*, es blanco anacarado, y se presenta en la Naturaleza constituyendo el mineral conocido con el nombre de *valentinita*. Se funde al color rojo y se volatiliza á mayor temperatura; condensando estos vapores en un recipiente frío, se forman unas agujas cristalinas brillantes, llamadas *flores argentinas de antimonio*. Este cuerpo obra como un ácido en presencia de las bases enérgicas, formando *antimonitos*, y se conduce como una base en contacto de los ácidos fuertes, originando *sales de antimonio*.

Se prepara oxidando el antimonio fundido en un crisol cubierto con otro agujereado, en el que se condensa dicho anhidrido.

Reaccionando con el agua produce el ácido meta-antimonioso.

El *tetraóxido de antimonio* es un cuerpo sólido, blanco amarillento, insoluble é infusible, y existe en la Naturaleza formando el mineral llamado *cervantina*. Puede considerarse este cuerpo como resultante de la combinación de los anhidridos antimonioso y antimónico, por lo que se le llama también *antimoniato de antimonio*.

Se obtiene por la calcinación del anhidrido antimónico, ú oxidando á la temperatura del rojo el anhidrido antimonioso.

El *anhidrido antimónico* es también sólido y amarillento, y se descompone por el calor en oxígeno y tetraóxido de antimonio. No se disuelve en el agua ni le atacan los ácidos.

Se prepara calentando á una temperatura próxima al rojo el ácido *meta-antimónico*, que es el cuerpo que resulta al tratar por el ácido nítrico el antimonio en polvo.

SULFUROS DE ANTIMONIO

340.—El antimonio se combina con el azufre en dos proporciones distintas, formando un trisulfuro $= Sb_2\ S_3$ y un penta-sulfuro $= Sb_2\ S_5$. El primero es el más importante.

El *trisulfuro de antimonio*, llamado también *súlfido antimonioso*, se encuentra en la Naturaleza constituyendo el mineral conocido con el nombre de *estibina*. Es sólido y de color plomizo brillante; cristaliza en prismas romboidales muy alargados, y se funde y volatiliza al calor rojo sin descomponerse. En contacto del ácido clorhídrico forma tricloruro de antimonio con desprendimiento de gas sulfhídrico.

Fundiéndole en contacto del aire se forma una mezcla de óxido y sulfuro de antimonio, llamada *vidrio de antimonio*, de color rojizo y algo trasluciente. Hirviendo el trisulfuro de antimonio con una disolución de carbonato sódico se precipita un polvo pardo rojizo, llamado *kermes mineral*, que está considerado también como un oxisulfuro de antimonio.

Se prepara el súlfido antimonioso en los laboratorios haciendo pasar una corriente de gas sulfhídrico por una disolución de óxido de antimonio en ac. clorhídrico, en cuyo caso se precipita el sulfuro de que hablamos en forma de un polvo anaranjado.

Se emplea este sulfuro natural, según ya hemos indicado, para la extracción del antimonio, y también se usa para preparar casi todas las sales de antimonio.

QUINTA SECCIÓN

341.—Los metales comprendidos en este grupo *descomponen débilmente el agua á temperaturas muy elevadas*, y no lo verifican ni en presencia de los ácidos ni de los álcalis á la temperatura ordinaria.

Figuran en esta sección el *cobre*, *plomo* y *bismuto*.

COBRE..... $Cu = 63{,}50$.

342.—Este metal es conocido desde la más remota antigüedad, y su nombre es una corrupción de Chipre, isla de donde le extraían los griegos y romanos.

Existe abundante en la Naturaleza, ya nativo y cristalizado en octaedros, ó formando diferentes minerales, siendo los más frecuentes la *chalcosina* (cobre sulfurado), la *chalcopirita* (sulfuros de hierro y cobre), la *malaquita*

y *azurita* (hidrocarbonatos de cobre), etc. En España existen minerales de cobre en Riotinto, Linares, Santander y otras provincias.

343. Propiedades físicas.—Este metal presenta un color rojizo especial, es muy dúctil y maleable, poco duro y tenaz, y tiene una densidad de 8,9. Cristaliza en cubos, y es de los metales que mejor conducen el calor y la electricidad. Se funde á 1.200°, y á mayor temperatura es algo volátil.

344. Propiedades químicas.—Á la temperatura ordinaria no se altera este metal en el aire seco, pero si está húmedo se cubre de una costra verdosa de *cardenillo* (hidrocarbonato de cobre), que preserva el resto del metal. En caliente se combina rápidamente con el oxígeno, originando el óxido cúprico ó cuproso, según haya ó no exceso de oxígeno. Se combina directamente con casi todos los metaloides, y con el cloro lo verifica con desprendimiento de calor y luz.

Los ácidos sulfúrico y clorhídrico le atacan débilmente á la temperatura ordinaria, pero en caliente le convierte el primero en sulfato cúprico, con desprendimiento de anhidrido sulfuroso. El ácido nítrico le disuelve rápidamente á la témperatura ordinaria, transformándole en nitrato cúprico, á la vez que se desprenden abundantes vapores rutilantes. En presencia de todos los ácidos, por débiles que sean, se combina este metal con el oxígeno del aire, y reacciona con aquéllos, originando las sales correspondientes.

345. Extracción.—Cuando el mineral de que se dispone es un óxido ó un hidrocarbonato, la operación resulta muy sencilla, bastando calentar aquéllos, mezclados con carbón y un fundente, en un horno de *cuba;* activando la combustión por medio de una máquina soplante, el óxido de carbono que se forma reduce á metal el mineral empleado, resultando así un producto impuro, llamado *cobre negro.* Éste se afina después, fundiéndole primero en un horno cóncavo para que se oxide su superficie, cuyo óxido es reducido lentamente por el azufre y demás metales que contiene el *cobre negro.* Separados estos óxidos se vierte encima un poco de agua, con lo que se solidifica la superficie del cobre, formando una *roseta* de este metal, que se separa con tenazas. Así se continúa, obteniendo rosetas mientras haya cobre en el horno, y, por fin, se vuelve á fundir con carbón vegetal para quitarle el ácido cuproso que aún conserva, en cuyo caso se obtiene el *cobre rojo dúctil.*

En algunas minas de cobre, como sucede en Riotinto, las aguas de las filtraciones llevan en disolución sulfato de cobre, y en este caso basta introducir en dicho líquido barras de hierro para que el cobre se precipite sobre ellas, formándose á la vez sulfato ferroso. El cobre obtenido por este procedimiento, llamado de *cementación*, es muy puro.

La extracción del cobre de las piritas es mucho más complicada y difícil, pero su fundamento se reduce á separar primeramente el sulfuro de hierro del resto del mineral, lo que se logra tostándole y fundiéndole repetidas veces con escorias silíceas, con cuyo tratamiento llega á oxidarse el hierro y se elimina, formando un silicato fusible. Una vez aislado el sulfuro de cobre, parte de él se habrá oxidado en la última tostación, y el óxido cúprico formado reacciona sobre el resto del sulfuro, originando gas sulfuroso y *cobre negro*, que después se afina como hemos indicado antes.

346. Aplicaciones.—El cobre es uno de los metales que más se aplican en la industria, ya puro, para construir toda clase de vasijas, ó aleado al zinc (*latón*), al estaño (*bronce*) y á otros metales, teniendo cuidado de estañar interiormente aquéllas si han de contener sustancias alimenticias.

ÓXIDOS DE COBRE

347.—El cobre se combina con el oxígeno en dos proporciones, formando el óxido cuproso $= Cu_2\ O$ y el óxido cúprico $= Cu\ O$.

El *óxido cuproso* se encuentra cristalizado en octaedros de color rojo, constituyendo el mineral llamado *ziguelina*, que existe en Chile y el Perú. Se obtiene artificialmente hirviendo una disolución de acetato de cobre y azúcar. Calentado en contacto del aire, absorbe el oxígeno y se convierte en óxido cúprico. Su principal aplicación es para teñir de rojo el vidrio.

El *óxido cúprico* es de color negro, insoluble en el agua, y por la elevación de temperatura pierde su oxígeno. Se combina con el agua, formando un hidrato de color azul.

Se obtiene el óxido cúprico tostando el cobre al aire libre, ó calcinando el nitrato cúprico, en cuyo caso se descompone esta sal en óxido cúprico y vapores nitrosos.

El hidrato de dicho óxido se prepara tratando una sal cúprica por la potasa ó la sosa. El precipitado obtenido es soluble en el amoníaco, originando un líquido azul llamado *agua celeste*.

Se usa el óxido cúprico en el análisis de las sustancias orgánicas, y también se emplea en la industria para colorar de verde el cristal.

SULFATO CÚPRICO..... $SO_4\ Cu + 5\ H_2\ O$.

348. Propiedades y obtención.—Esta sal, conocida con los nombres de *caparrosa azul*, *piedra lipis* y *vitriolo azul*, cristaliza con cinco moléculas de agua en prismas oblicuos translúcidos, correspondientes al sexto siste-

ma; expuestos al aire se eflorescen, formando un polvo ligeramente azulado, y á 240° pierden toda el agua de cristalización, originando el sulfato cúprico anhidro, de color blanco. A la temperatura del rojo se descompone esta sal en óxido cúprico, gas sulfuroso y oxígeno.

El sulfato cúprico es bastante soluble en el agua, sobre todo en caliente, á la que comunica un color azul; esta disolución enrojece el papel de tornasol. Tiene un sabor estíptico repugnante y es muy venenosa.

Se obtiene generalmente esta sal por la tostación de las piritas cobrizas, en cuya operación se transforma el sulfuro de cobre en sulfato; éste se separa del resto del mineral tratándole por el agua, cuyo líquido se concentra hasta que cristaliza el sulfato cúprico.

El sulfato obtenido por este procedimiento suele contener alguna cantidad de sulfato ferroso, cuyas sales no es fácil separar porque cristalizan unidas en el mismo sistema. Cuando se quiere preparar puro el sulfato cúprico, lo mejor es tratar en caliente las torneaduras de cobre por el ácido sulfúrico; en esta operación se forma dicha sal y se desprende el anhidrido sulfuroso.

349. Aplicaciones.—El sulfato de cobre se emplea en Medicina como cáustico. En Galvanoplastia se usa para formar el *baño de cobre*, y en la industria tintorera para la obtención de varios colores.

PLOMO..... $Pb = 207$.

350.—Este metal, dedicado por los antiguos á Saturno, existe abundante en la Naturaleza, formando los minerales llamados *anglesita* (sulfato de plomo), *cerusa* (carbonato de plomo), *galena* (sulfuro de plomo), etc., siendo este último el más importante.

351. Propiedades físicas.—Este metal es de un color blanco ligeramente azulado, y muy brillante cuando está recientemente cortado; tiene una densidad de 11,45, y es tan blando que se deja rayar con la uña. Es muy maleable, y pueden hacerse con él láminas tan delgadas como el papel, pero su ductilidad y tenacidad son tan escasas, que no permiten extenderle en alambres. Se funde á 330° y se volatiliza á la temperatura del rojo.

352. Propiedades químicas.—Este metal se oxida rápidamente en el aire á la temperatura ordinaria, cubriéndose su superficie de una ligera costra gris de subóxido de plomo, que preserva de la oxidación al resto del metal. Fundido en contacto del aire se combina con el oxígeno, produciendo un polvo amarillo de óxido plúmbico, llamado *masicot*. También se oxida dentro del agua á expensas del oxígeno que ésta disuelve, y lo verifica con

más rapidez si dicho líquido contiene anhidrico carbónico, en cuyo caso se cubre el plomo de una capa blanquecina de hidrocarbonato, que es venenosa, como todas las sales de plomo; no obstante, si dichas aguas tienen en disolución bicarbonato ó sulfato cálcico, como es lo frecuente, no se verifica dicha reacción, por lo que resultan inofensivas las vasijas y tuberías de plomo cuando se trata de contener ó conducir aguas potables.

Los cuerpos halógenos, bajo la influencia del calor, se combinan directamente con este metal, originando las sales correspondientes; lo mismo sucede con el azufre, fósforo, arsénico y algún otro metaloide. También se combina con varios metales, formando diferentes aleaciones.

353. Extracción.—El plomo se obtiene generalmente de la galena. Para conseguirlo pueden seguirse los dos procedimientos siguientes:

Método de reducción.—Consiste éste en fundir la galena con fundición de hierro en granalla, en cuyo caso se forma sulfuro de hierro, quedando el plomo libre. Sólo se aplica cuando el mineral es impuro y de ganga silícea.

Método de reacción.—En este procedimiento se empieza por tostar á fuego lento la galena, en cuyo caso se desprende anhidrido sulfuroso, quedando una mezcla de óxido y sulfato plúmbicos con parte del sulfuro no descompuesto. Esta mezcla se somete después á mayor temperatura en un horno de reverbero, para que el sulfuro restante *reaccione* con los otros dos cuerpos, en cuyo fenómeno se desprende gas sulfuroso y queda libre el plomo.

Muchas galenas contienen algo de sulfuro de plata, en cuyo caso este metal se une al plomo, dando origen á los *plomos argentíferos*, de cuyo tratamiento hablaremos al ocuparnos de la plata.

Cuando se quiere obtener el plomo químicamente puro no puede seguirse ninguno de los anteriores procedimientos, y hay que acudir á la reducción del nitrato por el carbón.

354. Aplicaciones.—El plomo ha recibido en la industria multitud de aplicaciones. Extendido en planchas se usa para cubrir la techumbre de los edificios, y también para forrar el interior de recipientes de madera destinados á contener líquidos. Se emplea continuamente para la construcción de tuberías de conducción del agua y gas del alumbrado, y, por último, entra en la formación de varias aleaciones de gran utilidad.

ÓXIDOS DE PLOMO

355.—El plomo se combina con el oxígeno en dos proporciones, originando un protóxido, $Pb\ O$, y un bióxido, $Pb\ O_2$. Además existe un tercer

óxido, llamado *minio*, que es una combinación de los anteriores en proporciones variables.

Protóxido de plomo.—Este cuerpo, llamado *masicot*, es pulverulento, de color amarillo y de una densidad igual á 9,3. No se disuelve en el agua pura, pero lo verifica cuando dicho líquido contiene azúcar. Se funde al calor rojo, produciendo al enfriarse un cuerpo de color rojizo, cristalizado en laminitas, que ha recibido el nombre de *litargirio*; á mayor temperatura se volatiliza.

El *masicot* reacciona con los ácidos, produciendo las sales de plomo correspondientes, y con el silícico forma, á una elevada temperatura, un silicato plúmbico sumamente fusible; ésta es la causa de que se destruyan en poco tiempo los crisoles de arcilla en que se funde dicho óxido. Los cuerpos reductores le convierten, con auxilio del calor, en plomo libre. Se prepara el *masicot* manteniendo fundido el plomo á la acción de una corriente de aire.

Este protóxido se combina con el agua, formando el hidrato plúmbico $=PbH_2O_2$, que puede obtenerse tratando por el amoníaco una sal plúmbica. Dicho hidrato obra algunas veces como un ácido débil, y se combina con las bases enérgicas, formando unos compuestos llamados *plumbitos*, y otras se conduce como una base, reaccionando con los ácidos para formar sales plúmbicas.

El protóxido de plomo se usa bastante en Medicina; en la industria se emplea para hacer secante el aceite de linaza y para obtener el acetato y carbonato de plomo.

Bióxido de plomo.—Este cuerpo, llamado también *ácido plúmbico* y *peróxido de plomo*, es amorfo, de un color parecido al de la pulga, insoluble en agua, y tiene una densidad de 9,2. Por el calor pierde oxígeno y se convierte en *masicot*, por lo que resulta un cuerpo muy oxidante. Obra como un ácido, combinándose con las bases para formar *plumbatos*.

Se prepara, generalmente, calentando el *minio* en presencia del ácido nítrico diluído; en estas condiciones se forma nitrato de plomo, agua y el bióxido de que nos ocupamos, que se recoge en un filtro después de bien lavado.

Se usa en Química como oxidante, y entra en la composición de la pasta de las cerillas fosfóricas.

Minio.—Este cuerpo se considera como una combinación de los dos óxidos anteriores, en proporciones que varían según el método que se haya seguido en su preparación. Es un polvo de color rojo anaranjado, insoluble en agua y cuya densidad es igual á 9.

Por el calor se descompone en oxígeno y litargirio. Los oxácidos le atacan,

formando la sal correspondiente al protóxido, quedando libre el bióxido de plomo. Los cuerpos reductores le transforman en plomo metálico.

Se prepara el minio haciendo pasar una corriente de aire por el *masico* expuesto á la temperatura del rojo obscuro.

Se emplea este cuerpo en la Pintura por su hermoso color, y en Química como oxidante.

CARBONATO DE PLOMO..... $= CO_3\,Pb$.

356. Propiedades.—Esta sal, llamada también *cerusa*, existe en la Naturaleza, constituyendo el mineral conocido con el nombre de *plomo blanco ó cerusita*. Cristaliza en prismas rectos rombales, por lo común traslucientes y con reflejos anacarados; es insoluble en el agua y tiene una densidad de 6,5.

Obtenido artificialmente es un polvo blanco, insoluble en el agua y de una densidad de 6,4. Se descompone por el calor en óxido de plomo y anhidrido carbónico, y los cuerpos reductores le convierten, en caliente, en plomo metálico.

La mayoría de los ácidos reaccionan sobre este cuerpo, produciendo la sal de plomo correspondiente, con desprendimiento de anhidrido carbónico. Se combina con el hidrato de plomo, originando varios hidrocarbonatos llamados en el comercio *albayaldes*.

357. Obtención.—Dicho cuerpo se prepara en la industria por diversos procedimientos. El *método holandés* consiste en colocar láminas de plomo arrolladas en espiral, dentro de un crisol vidriado, *C* (figura 59), dividido por un reborde interior en dos compartimientos; en el inferior, *V*, se echa vinagre (*ácido acético diluído*), y se tapa con otra lámina de plomo, *T*. Dichas vasijas se colocan entre estiércol, formando filas separadas por tablas agujereadas, y el conjunto se dispone en un local cubierto, donde circule fácilmente el aire. Al fermentar el estiércol se eleva la temperatura y se volatiliza el vinagre, cuyo cuerpo, en contacto del plomo y del oxígeno del aire, produce acetato básico de plomo; éste, á su vez, se transforma en carbonato (*cerusa*) al reaccionar con el ácido carbónico que se desprende en la fermentación del estiércol. Después de veinticinco á treinta días se desmonta toda la pila de crisoles, y se raspan las láminas de plomo, moliendo después, mezcladas con agua, las laminitas de cerusa obtenidas; por último, se seca la pasta resultante en vasijas de arcilla porosa.

Fig. 59.

Puede también obtenerse la cerusa por el *procedimiento de Clichy*, el cual consiste esencialmente en colocar en vasijas á propósito ácido acético y un exceso de litargirio, en cuyo caso se forma acetato triplúmbico. Esta disolución se somete á una corriente de anhidrido carbónico, con lo que se precipita la cerusa y queda convertida en acetato neutro de plomo; este acetato, puesto en digestión con una nueva cantidad de litargirio, se convierte otra vez en acetato triplúmbico, que transforma en cerusa otra corriente de gas carbónico, y así sucesivamente; de modo que el ácido acético se conserva casi indefinidamente en esta serie de reacciones. El anhidrico carbónico empleado en este método se obtiene por la calcinación de la creta ó por la acción del oxígeno del aire sobre el carbón enrojecido.

358. Aplicaciones.—El albayalde se usa mucho en la pintura al óleo, porque, además de *cubrir* fácilmente el color del cuerpo sobre que se extiende, quita al aceite su color amarillento; tiene, sin embargo, el inconveniente de obscurecerse bajo la influencia de las emanaciones sulfhídricas, y el de ser muy venenoso, produciendo con frecuencia en los pintores, que tanto uso hacen de él, una enfermedad especial llamada *cólico saturnino.*

CAPÍTULO III

Segunda clase de Thenard. (Metales intermediarios.)

359.—Esta clase de Thenard sólo contiene una sección, que es la sexta de su clasificación.

En ella están incluídos el *aluminio, glucinio, zirconio*, etc., siendo el más importante de todos el primero.

Dichos metales *no se oxidan en el aire á ninguna temperatura, y sus óxidos no se reducen por el calor hidrógeno ni el carbón solos.*

ALUMINIO..... $Al = 27,5$.

360.—Este metal fué descubierto por Wöhler, pero á Sainte-Claire Deville se debe su preparación en completo estado de pureza.

El aluminio no se encuentra libre en la Naturaleza, pero abunda mucho combinado con el oxígeno y el silicio, constituyendo diferentes silicatos.

361. Propiedades.—Este cuerpo presenta un color blanco ligeramente azulado, pesa muy poco, siendo su densidad 2,6 y es bastante dúctil y maleable. Se funde á 700°, y se volatiliza á la temperatura del arco voltaico. Es buen conductor del calor y de la electricidad, bastante sonoro, y de una dureza y tenacidad parecidas á las de la plata.

Los cuerpos halógenos se combinan directamente con el aluminio, formando las sales correspondientes. Se disuelve en el ácido clorhídrico y en las disoluciones alcalinas, originando con el primero un clòruro, y con las segundas aluminatos solubles. No se altera en el aire á ninguna temperatura, pero adquiere poco á poco un tinte agrisado y pierde su brillo.

362. Obtención.—Hasta hace poco, se extraía este metal reduciendo por el sodio el cloruro doble de aluminio y sodio; expuesta la mezcla al calor

de un horno de reverbero, y añadiendo como fundente la *criolita* (fluoruro doble de aluminio y sodio), se forma cloruro sódico y queda libre el aluminio.

Hoy se obtiene con mucha más economía este cuerpo por la electrolisis del óxido de aluminio, adicionado con un poco de fluoruro del mismo metal. Esta mezcla se funde en un crisol de hierro, forrado interiormente de carbón, puesto en contacto con el reóforo negativo de una *dinamo* poderosa, sirviendo de electrodo positivo una lámina de carbón de retorta sumergida en el óxido fundido.

363. Aplicaciones.—De día en día recibe este precioso metal nuevas aplicaciones, aprovechando la industria su poco peso, hermoso brillo y color, y la importante propiedad de no alterarse en contacto del aire. Con él se fabrican multitud de objetos de ciencia y adorno, y combinado con el cobre forma una aleación, llamada *bronce de aluminio*, de una gran dureza y hermoso color amarillo.

ÓXIDO DE ALUMINIO..... $Al_2 O_3$

364.—Este cuerpo abunda mucho en la Naturaleza, y cuando está cristalizado constituye los minerales llamados *zafiro*, *rubí oriental*, *corindón*, *esmeril*, etc. En dicho estado es un cuerpo muy duro, insoluble en el agua, de una densidad igual á 4 y fusible á la elevada temperatura del soplete de gas oxídrico.

También se presenta la alúmina en estado amorfo, constituyendo un polvo blanco y ligero, que se adhiere mucho á la lengua. Este cuerpo es muy higrométrico, pero no se disuelve en el agua; reacciona con los ácidos formando *sales de alúmina*, y con los álcalis origina *aluminatos*, por lo que está considerado como un *óxido indiferente* Si la alúmina está calcinada, se verifican con dificultad dichas reacciones.

La alúmina se combina con los elementos del agua, formando un hidrato, que es blanco, gelatinoso é insoluble en el agua. Se combina con las materias colorantes, formando unos compuestos insolubles, llamados *lacas*, muy usadas en la Pintura.

Se prepara este hidrato tratando por el amoníaco una sal de aluminio, tal como el sulfato de dicho metal, en cuyo caso se precipita aquel cuerpo. Si este hidrato se somete á una temperatura suficientemente elevada, pierde el agua y se convierte en el óxido anhidro.

365. Aplicaciones.—Las variedades de la alúmina cristalizada se usan en joyería; el esmeril sirve para deslustrar el cristal y pulir los metales, y la alúmina hidratada para obtener *lacas* coloreadas.

ALUMBRE COMÚN..... $SO_4\,K_2\,(SO_4)_3\,Al_2 + 24\,H_2\,O.$

366. Propiedades y obtención.—Este cuerpo, llamado generalmente *piedra alumbre*, es un sulfato doble de aluminio y potasio, cristalizado en octaedros con 24 moléculas de agua.

Es blanco, eflorescente al aire y algo saluble en el agua fría, pero en caliente lo verifica con gran facilidad. Tiene un sabor astringente parecido al de la tinta de escribir. Sometido á la acción del calor, se funde primeramente en su agua de cristalización, y después se hincha extraordinariamente y pierde toda el agua, resultando una masa esponjosa llamada *alumbre calcinado.*

El alumbre se puede obtener mezclando en proporciones convenientes las disoluciones de sulfato potásico y alumínico; concentrando el líquido por evaporación, cristaliza después el alumbre. En la industria se prepara por la calcinación de la *alunita* ó tostando las pizarras aluminosas.

367. Aplicaciones.—Se usa como mordiente en tintorería, y también se emplea para encolar la pasta de papel y en la clarificación de algunos líquidos.

368. Alumbres.—El sulfato de potasio se combina también con el sulfato crómico, férrico, mangánico, etc., y da origen á sales dobles de dichos metales, isomorfas con el alumbre común.

A su vez, el sulfato potásico puede ser reemplazado en dichos cuerpos por el sódico, amónico, etc., originando sales dobles análogas á las anteriores.

Todos estos compuestos cristalizan en octaedros con 24 moléculas de agua, y han recibido el nombre genérico de *alumbres.*

369. Silicatos de aluminio.—Estas sales, llamadas generalmente *arcillas*, abundan mucho en la Naturaleza, y cuando son puras reciben el nombre de *kaolín.* Éste se halla constituído por el anhidrido silícico y la alúmina hidratada. Tiene color blanco, estructura compacta, muy suave al tacto y es muy ávido de la humedad, por lo que se adhiere á los labios. Mezclando el kaolín con el agua, forma una pasta que puede moldearse; si después se somete á la acción del calor, pierde dicho líquido y se endurece. Unido á la arena y otros fundentes, constituye la *porcelana,* con la que se fabrican multitud de objetos de cerámica. Cocidos éstos en hornos especiales, adquieren una dureza extraordinaria, pero resulta la masa porosa. Para hacerlos impermeables hay que someterlos á otra cocción, después de haber bañado su superficie con una mezcla de cuarzo y feldespato, llamada *esmalte,* en cuyo caso quedan brillantes y no se dejan penetrar por los líquidos.

Cuando las arcillas están mezcladas con otros cuerpos, como la arena, creta, óxido de hierro, etc., se destinan á la construcción de objetos de alfarería.

Algunas arcillas no plasman con el agua, y en este caso se emplean para el desengrasado de los paños, llamándolas entonces *tierras de batán.*

También existen en la Naturaleza varios silicatos dobles de gran importancia, figurando entre ellos el *feldespato orthosa*, que es un silicato doble de aluminio y potasio; este mineral se descompone lentamente por la acción del agua y ácido carbónico del aire, convirtiéndose en silicato de aluminio hidratado (*kaolín*) y carbonato potásico, que disuelven y arrastran las aguas.

370. Vidrio.—Recibe este nombre una sustancia transparente que resulta al fundir la mezcla de varios silicatos. Según sea la naturaleza de éstos, así el vidrio obtenido reune determinadas condiciones. Las variedades de vidrio más comunes son: el de *Bohemia* ó *crown-glass*, que es un silicato de potasio y calcio; el de *vidrieras*, que está constituído por los silicatos de sodio y calcio, y el *cristal común*, que es un silicato á base de plomo y potasa, llamado *flint-glass* cuando contiene un exceso de plomo.

La densidad, poder refringente y transparencia de dichos vidrios, varía bastante de unos á otros; pero todos son duros, frágiles, inatacables por los ácidos, insolubles en el agua y fusibles á altas temperaturas.

Las aplicaciones del vidrio son tan numerosas como conocidas de todos, por lo que creemos ocioso el indicarlas.

CAPÍTULO IV

Tercera clase de Thenard. (Metales preciosos.)

SÉPTIMA SECCIÓN

371.—Los metales comprendidos en esta sección *se oxidan á una temperatura elevada, y sus óxidos se reducen á otra mayor.* Figuran en ella el *mercurio, paladio, rodio,* etc., siendo el primero el más importante de éstos.

MERCURIO..... $Hg = 200$.

372.—Este cuerpo se encuentra libre en la Naturaleza, por lo que es conocido desde tiempos muy remotos. Recibe también los nombres de *azogue* é *hydrargyrum* (plata líquida). Existen varios minerales de mercurio, pero el más importante es el *cinabrio* (sulfuro de mercurio).

373. Propiedades.—El mercurio tiene un color blanco ligeramente azulado; se presenta líquido á la temperatura ordinaria, y tiene una densidad de 13,6. Se solidifica á — 40°, en cuyo caso es maleable y puede cortarse como si fuese plomo. Hierve á la temperatura de 360°, produciendo vapores invisibles muy venenosos.

Es buen conductor del calor y de la electricidad, y se dilata con mucha regularidad por el aumento de temperatura.

Los cuerpos halógenos le atacan á la temperatura ordinaria; en el aire no se oxida sino cuando está próximo á hervir, formándose en este caso un polvo rojo de óxido mercúrico. El ácido sulfúrico no le ataca en frío, pero en caliente forma sulfato mercúrico, con desprendimiento de gas sulfuroso. El ácido clorhídrico no le ataca á ninguna temperatura, y el nítrico reacciona con él á la temperatura ordinaria, produciendo nitrato mercurioso; si la

reacción se verifica en caliente se forma nitrato mercúrico, desprendiéndose en ambos casos vapores nitrosos.

El mercurio es muy venenoso, y sus vapores penetran lentamente en el organismo, produciendo un temblor continuo.

374. Extracción.—El mineral que se beneficia para este objeto es el sulfuro, del que tenemos en España magníficas minas en Almadén. Los hornos usados en esta localidad tienen la forma que indica la fig. 60. El cinabrio se pone en *M* á la acción del calor producido por un combustible vegetal colocado en el hogar *H*. Efecto de la elevación de temperatura y la

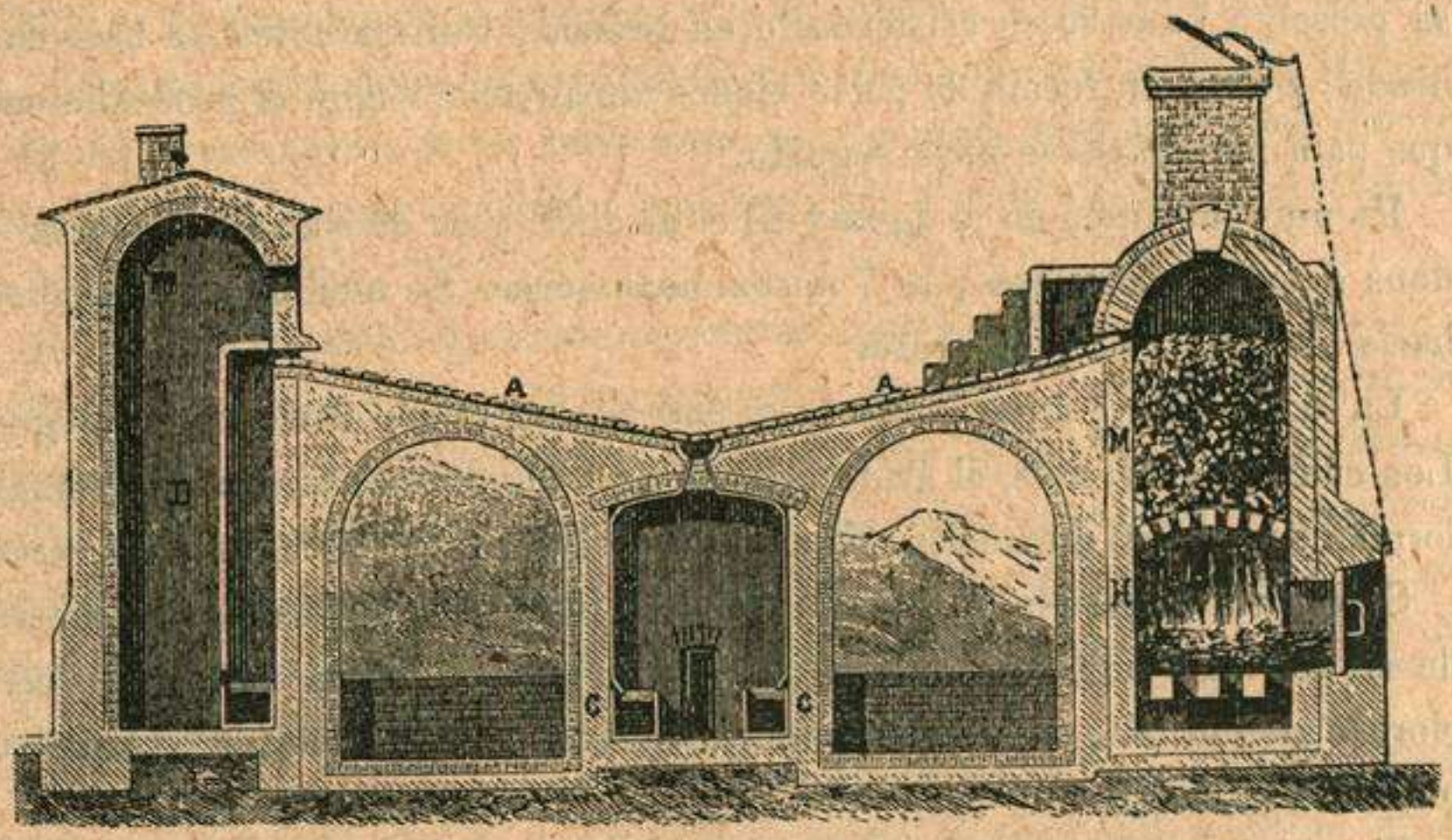


Fig. 60.

corriente de aire que se origina, se transforma aquél en vapores de mercurio y gas sulfuroso, según manifiesta la igualdad siguiente:

$$HgS + O_2 = SO_2 + Hg.$$

Ambos cuerpos pasan á una serie de tubos de barro, *A*, llamados *aludeles*, enchufados unos en otros y colocados en doble pendiente; el vapor de mercurio se condensa en éstos y cae á una cámara central, donde se recoge en unas arquetas, CC.

El gas sulfuroso va á parar á la cámara de la izquierda, y antes de salir al aire libre se le hace pasar por un depósito de agua, donde se condensa el mercurio que aún pudiera contener.

Una vez obtenido este cuerpo, se guarda en cilindros de hierro cerrados con un tornillo del mismo metal, que hace oficio de tapón.

375. Aplicaciones.—Este metal se usa mucho en Física para la construcción de los termómetros y barómetros; en Química se emplea para reco-

ger los gases que se disuelven en el agua, y en la industria se hace de él un uso muy frecuente para obtener diferentes amalgamas de gran utilidad, y para beneficiar los minerales de plata y oro. La Medicina también le usa como uno de los medicamentos más eficaces.

CLORUROS DE MERCURIO

376.—El mercurio se combina con el cloro en dos proporciones, formando el *cloruro mercurioso*, $Hg_2\ Cl_2$, y el *cloruro mercúrico*, $Hg\ Cl_2$.

Cloruro mercurioso.—Este cuerpo, llamado *mercurio dulce* y *calomelanos*, se presenta unas veces cristalizado en prismas transparentes de base cuadrada, y otras en forma de polvo blanco impalpable, según el procedimiento que para prepararle se haya seguido.

Es muy insoluble en el agua y en el alcohol, y su densidad, que varía de unos á otros ejemplares, es 7 aproximadamente. Se sublima sin fundirse hacia los 500° de temperatura.

La luz le vuelve amarillento, y si continúa su acción toma un color gris. Los cuerpos oxidantes, el ácido clorhídrico y los cloruros alcalinos, le transforman en cloruro mercúrico. El amoníaco y los demás álcalis le ennegrecen.

Se obtiene haciendo reaccionar, bajo la influencia del calor, una mezcla de sal marina y sulfato mercurioso, en cuyo caso se forma sulfato sódico y cloruro mercurioso, que se condensa en el cuello de la sublimatoria, formando masas cristalinas.

Si se quiere obtener en polvo impalpable, se calienta fuertemente dicho cloruro y se hace llegar su vapor á un gran recipiente, en el que se inyecta á la vez vapor acuoso; éste es el producto llamado en Medicina *calomelanos al vapor.*

El cloruro mercurioso, por ser insoluble en el agua, no es venenoso; pero hay que tener en cuenta que, bajo la influencia de los cuerpos oxidantes, los cloruros alcalinos y el ácido clorhídrico, se transforma fácilmente en cloruro mercúrico, que es un veneno muy enérgico.

Cloruro mercúrico.—Este cuerpo, llamado *solimán* y *sublimado corrosivo*, se presenta en masas cristalinas de color blanco, de un sabor estíptico desagradable y de una densidad igual á 6,5. Es poco soluble en agua fría, pero se disuelve muy bien en agua caliente, en el alcohol y aun mejor en el éter. Se funde á 265° y hierve á 295°.

Es un veneno muy enérgico, cuyo mejor antídoto es la clara de huevo, con la que forma un compuesto insoluble é imputrescible; por esta última propiedad se usa para conservar la piel de los animales disecados que figuran en los gabinetes de Historia Natural.

Se obtiene el sublimado corrosivo calentando en una sublimatoria una mezcla hecha con partes iguales de sulfato mercúrico y cloruro sódico, adicionada de una quinta parte de bióxido de manganeso. En estas condiciones se forma sulfato sódico y clururo mercúrico, cuyos vapores se condensan en el cuello de la sublimatoria; la manganesa añadida en esta reacción tiene por objeto convertir en mercúrico el sulfato mercurioso que pudiera tener dicha sal.

ÓXIDOS DE MERCURIO

377.—Al combinarse el mercurio con el oxígeno, da lugar á dos óxidos: uno llamado óxido mercurioso $= Hg_2O$, y el otro óxido mercúrico $= HgO$.

El *óxido mercurioso* es un polvo verdoso negruzco, muy inestable, que se descompone en mercurio y óxido mercúrico por el calor y por la influencia de la luz.

Se prepara tratando el nitrato mercurioso por la potasa.

El *óxido mercúrico* es un cuerpo pulverulento, rojo ó amarillo, según se obtenga por vía seca ó húmeda. Se le conoce con los nombres de *precipitado rojo* y *per se*. Se descompone por la acción del calor en oxígeno y mercurio; en contacto del carbono, azufre, fósforo, etc., cede su oxígeno, formando compuestos oxidados de dichos metaloides, verificándose con explosión alguna de estas reacciones.

El óxido mercúrico se prepara por vía seca, calentando el nitrato mercúrico en un matraz colocado en el *baño de arena*, en cuyo caso se forma dicho óxido y se desprenden vapores rutilantes.

Para obtenerle por vía húmeda se precipita por la potasa una disolución de cloruro mercúrico.

SULFURO MERCÚRICO..... *Hg S*.

378. Propiedades y obtención.—Este cuerpo se presenta en la Naturaleza formando el mineral conocido con el nombre de *cinabrio*.

Cristaliza en romboedros brillantes, de un color rojo más ó menos intenso; tiene una densidad igual á 8 y es completamente insoluble en el agua.

Por la acción del calor se volatiliza sin fundirse, y arde en el aire con llama azul. El ácido sulfúrico le ataca en caliente, y el agua regia le disuelve en frío.

Se prepara artificialmente triturando durante algún tiempo una mezcla de azufre y mercurio, que después se sublima en vasos de hierro fundido. También se obtiene por vía húmeda haciendo pasar una corriente de hidrógeno

sulfurado por una disolución de nitrato mercúrico; el precipitado negro obtenido se sublima luego, y produce una masa cristalina de color rojizo.

El *bermellón* es el sulfuro de mercurio de color rojo escarlata, que se obtiene agitando mucho, á la temperatura de 45°, una mezcla de 300 partes de mercurio, 114 de flor de azufre y 75 de potasa disuelta en 400 de agua.

La masa resulta al principio negra, pero á medida que se agita adquiere un color rojo; llegado éste al tono debido, se lava con agua caliente, cuyo líquido se separa por filtración. El bermellón se emplea bastante en la Pintura.

SECCIÓN OCTAVA

379.—Los metales comprendidos en esta sección por Thenard son *inalterables á todas temperaturas;* figuran en ella la *plata, oro, platino é iridio.*

PLATA..... $Ag = 108$.

380.—Este metal, dedicado por los antiguos á Diana, es conocido desde tiempos muy remotos. Aunque no muy abundante, existe nativa, constituyendo el mineral llamado *plata dentrítica;* también se halla combinada con el cloro, formando la *plata córnea*; con el azufre, la *argirosa*; con el azufre y antimonio, la *argiritrosa*, y con el azufre y arsénico, la *proustita.*

381. Propiedades.—Es un metal de color blanco puro, susceptible de un hermoso pulimento, y tiene una densidad de 10,5. Es muy dúctil y maleable, no muy duro, y conduce el calor y la electricidad mejor que ningún otro cuerpo.

Se funde á 1.000° y se vaporiza á 2.000°, originando vapores azulados. La plata fundida absorbe una gran cantidad de oxígeno, cuyo gas se desprende al enfriarse el metal; si el enfriamiento es rápido, pueden saltar partículas de la costra que se forma al solidificarse, cubriéndose el botón fundido de asperezas, llamadas por los plateros *galleo de la plata.*

Este metal es atacado por los cuerpos halógenos, pero sólo en su superficie; el mismo efecto producen los hidrácidos, cubriéndose con el sulfhídrido de una pátina negruzca de sulfuro de plata. El ácido nítrico disuelve en frío á este metal, transformándole en nitrato argéntico, con desprendimiento de vapores rutilantes. Por último, los álcalis no atacan á la plata á ninguna temperatura.

382. Extracción.—Puede obtenerse este metal por varios procedimientos, siendo los dos principales el de *amalgamación* y el de *copelación.*

El método de amalgamación, usado en Méjico, consiste en extender el

mineral de plata, bien pulverizado, en *eras* ó patios enlosados, regándole con agua y removiendo mucho la masa por medio de caballerías que marchan constantemente sobre ella. Después se añade una cantidad conveniente de sal común y se continúa agitando la mezcla, incorporando luego 2 ó 3 por 100 de *magistral*, que es el producto que resulta de tostar al aire las piritas cobrizas; en estas condiciones se transforma el sulfuro de plata que contiene el mineral en cloruro, y llegado este caso se añade mercurio, cuyo cuerpo reduce el cloruro de plata y se amalgama con ella.

Por último, se destila esta amalgama recogiendo en agua los vapores de mercurio, con lo que queda separada la plata.

El método de copelación se funda en la propiedad que tiene el plomo de descomponer á una elevada temperatura ciertos minerales de plata, aleándose con este metal para formar *plomos argentíferos*; fundiendo estos plomos bajo la influencia de una corriente de aire se oxida el plomo, convirtiéndose en litargirio, y queda aislada la plata, que no se oxida á ninguna temperatura.

Los hornos usados en los laboratorios para copelar la plata tienen la forma que representa la fig. 61. Dentro de ellos se coloca un semicilindro de arcilla refractaria, *M*, llamado *mufla*, y en su interior se ponen las copelas *C*, que son unos vasitos cónicos hechos con cenizas de huesos. Encendido el horno y poniendo en cada copela un poco de plomo argentífero, se funde esta aleación al llegar á la temperatura necesaria, convirtiéndose el plomo en litargirio por la corriente de aire que se establece á través de una abertura longitudinal que tiene la mufla cerca de su base; dicho litargirio atraviesa los poros de la copela y cae al suelo de la mufla, quedando libre la plata. Se conoce el final de la operación en el brillo especial, llamado *relámpago*, que adquiere la plata fundida al quedar su superficie limpia de óxido de plomo.

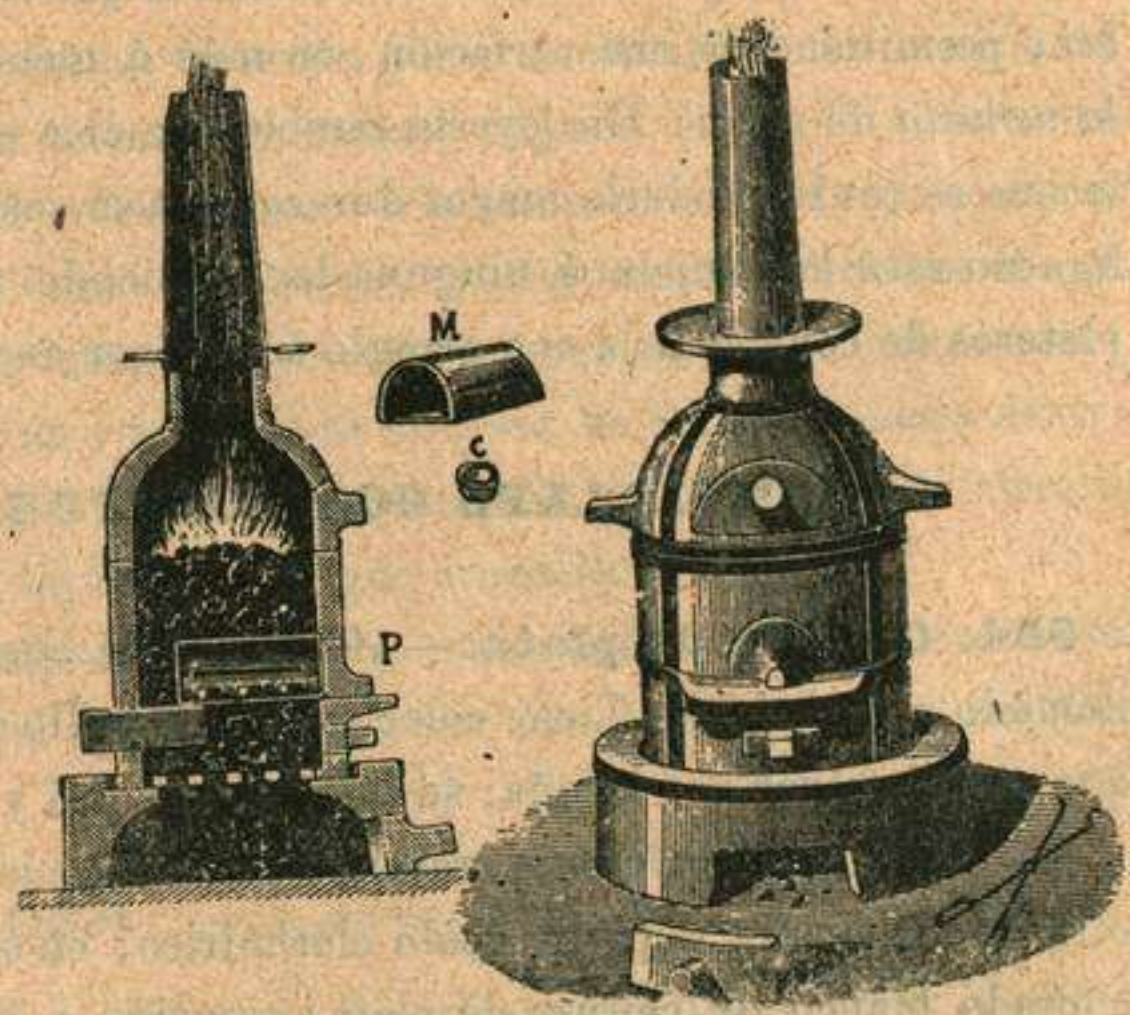


Fig. 61.

En la industria se usan grandes hornos circulares de reverbero, cuyo suelo

está formado por una capa gruesa de ceniza y barro calizo, provistos de una escotadura lateral para que vierta por ella el litargirio. La oxidación del plomo se realiza dirigiendo á la aleación fundida una corriente de aire procedente de un fuelle ó máquina soplante.

383. Aplicaciones.—Este metal se emplea en joyería como uno de los metales preciosos, con el que se fabrican multitud de objetos, unos de adorno, y otros dedicados á los usos más frecuentes de la vida. Aprovechando su hermoso color y difícil oxidación, se cubre con él, por medio de la electrolisis, la superficie de otros metales que se alteran fácilmente por la influencia de los agentes atmosféricos. En los laboratorios se usan también peroles de este metal para preparar la potasa y la sosa, y de él se sirve la Química para preparar el nitrato plata, que es la sal más importante que forma dicho metal.

A pesar de ser importantes las aplicaciones que acabamos de citar, lo es mucho más el uso que se hace de este metal para la fabricación de la moneda de plata. Dicha moneda no está formada por plata pura ó *fina*, sino que se halla constituída por la combinación de 900 *partes de plata con* 100 *de cobre*, permitiéndose una variación, en más ó menos, de 2 milésimas (*ley de la moneda de plata*). En joyería también se alea con el cobre este metal, con lo que se consigue darle mayor dureza y hacer más fácil su elaboración; esta liga no está hoy sujeta á ninguna ley, teniendo únicamente obligación los plateros de contrastarla con arreglo á la *plata fina* que cada objeto posea.

PRINCIPALES COMPUESTOS DE PLATA

384. Cloruro de plata. — *Ag Cl.* Este cuerpo constituye el mineral llamado *plata córnea.* Tiene color agrisado, brillo cristalino, y es tan blando que se deja rayar por la uña; su densidad es 5,5 y se funde con facilidad.

Se obtiene artificialmente tratando una disolución de nitrato argéntico por otra de sal común ó por el ácido clorhídrico; en este caso se forma un precipitado blanco de cloruro de plata, parecido á la leche cortada; expuesto éste á la luz, se ennegrece y reduce á plata metálica, sobre todo si se halla en presencia de alguna materia orgánica, siendo esta propiedad la base de la Fotografía. Dicho precipitado se disuelve en el amoníaco y en el hiposulfito sódico.

El cloruro argéntico se funde á 260°, originando un líquido claro que, al solidificarse, produce una masa de aspecto córneo. El hidrógeno naciente reduce fácilmente este cloruro, convirtiéndole en plata metálica.

385. Óxidos de plata.— La plata se combina con el oxígeno en dos

proporciones, dando lugar á un protóxido $= Ag_2 O$, y á un bióxido $= Ag_2 O_2$.

El protóxido está constituído por un polvo pardo, muy pesado, que se descompone á 400° en oxígeno y plata metálica. Es una base poderosa capaz de neutralizar los ácidos más enérgicos. Tratando este protóxido por el amoníaco concentrado, se forma un polvo negro muy explosivo, llamado *fulminato de plata.*

Se obtiene el protóxido argéntico precipitando por la potasa una disolución de nitrato de plata.

386. Nitrato de plata.—$NO_3 Ag$. Esta sal, llamada también *piedra infernal*, cristaliza en láminas romboidales, incoloras, solubles en agua fría, y más aún en caliente. Por la acción del calor se funde, y á mayor temperatura se descompone en plata y vapores nitrosos.

Cuando está puro este cuerpo no le altera la luz, pero en presencia de las sustancias orgánicas se reduce á plata metálica; por esto se ennegrece la piel cuando se moja con una disolución de esta sal. El fósforo reduce también este compuesto á la temperatura ordinaria.

Se prepara el nitrato argéntico tratando por el ácido nítrico la moneda de plata, en cuyo caso se forma nitrato argéntico y cúprico; el líquido resultante se evapora á sequedad, y después se somete á la temperatura del rojo sombra, hasta que se funda el producto resultante, en cuyo caso se descompone el nitrato cúprico en óxido de cobre y vapores nitrosos, permaneciendo inalterable el nitrato de plata. Una vez enfriada la masa se trata por agua destilada, que no disuelve al óxido de cobre, y se separa por filtración el nitrato argéntico, concentrando el líquido hasta que cristalice.

El nitrato de plata se emplea en Química como reactivo, y también se usa mucho en Fotografía y en el plateado galvánico. Fundido, se emplea en Medicina para cauterizar.

ORO..... $Au = 197$.

387.—Este metal es conocido desde los tiempos más remotos, y todos los pueblos le dieron un valor superior al de los demás metales. Los alquimistas trabajaron mucho buscando el modo de convertir en oro la plata, el cobre, el hierro, etc., y aunque no lo consiguieron, lograron descubrir muchos cuerpos de mayor utilidad que aquél.

Se presenta libre en la Naturaleza, formando filones ó *venas* en las rocas cuarzosas. También se encuentra mezclado con arenas silíceas, formando granos redondos de peso muy variable, llamados *pepitas*, y es arrastrado por las aguas de algunos ríos, como el Sil, Miño, Tajo, Darro y algún otro, en

laminitas ó granos, generalmente de pequeño tamaño. Algunas veces se encuentra aleado con la plata, platino y algún otro metal, y también existe combinado con el selenio y el teluro.

388. Propiedades.—El oro puro, llamado *fino* por los plateros, es de color amarillo pálido, cristaliza en cubos y tiene una densidad de 19,5. Se funde á 1.100° y se volatiliza á la temperatura del arco voltaico, produciendo vapores verdosos. Es el más dúctil y maleable de todos los metales, y pueden hacerse con él láminas tan delgadas (*panes de oro*), que su espesor sólo tiene $\frac{1}{10.000}$ de milímetro. No se altera en el oxígeno puro ni en el aire á ninguna temperatura, y los ácidos no ejercen sobre él influencia alguna. El agua regia le disuelve, transformándole en cloruro áurico; también le atacan el cloro, bromo y yodo. El mercurio le disuelve, formando una amalgama muy usada antes en el *dorado á fuego.*

389. Extracción.—Como quiera que suele encontrarse nativo este metal, basta separarle de las arenas ó rocas silíceas que le acompañan, para lo que se pulverizan estas últimas y se exponen á una corriente de agua, que arrastra las partículas de cuarzo y deja el oro, que es mucho más denso. Cuando las aguas de loción salen claras, se echa mercurio y se agita para que se ligue el oro con el mercurio. Luego se recoge esta amalgama y se exprime dentro de una bolsa de gamuza, en cuyo caso pasa el exceso de mercurio por los poros de dicha piel y queda dentro una amalgama de oro pastosa; por último, se calienta esta amalgama en una vasija de hierro para que se evapore el mercurio, y queda separado el oro.

390. Aplicaciones.—Este metal se emplea mucho en la construcción de objetos de lujo, y sirve en todas las naciones civilizadas como equivalente del valor de las cosas. El oro puro no puede, sin embargo, emplearse en dichas aplicaciones por ser muy blando, y hay necesidad de alearle con el cobre en cierta proporción, llamada *ley del oro*, con lo que adquiere mayor dureza y es más fácil trabajarle. La ley actual de la moneda de oro en España es de 900 milésimas, tolerándose una diferencia, en más ó en menos, de 2 milésimas.

El oro de alhajas también está aleado con el cobre, pero no está sujeta su *ley* á ninguna disposición gubernativa.

Además, se usa mucho el oro para recubrir la superficie de otros metales más oxidables, operación que se ejecuta hoy fácilmente por medio de la electrolisis del cianuro de oro.

391. Cloruro áurico.—$Au\ Cl_3$. Esta sal es la más importante de los compuestos que forma el oro. Es sólida, de color amarillo anaranjado, cris-

taliza en prismas muy delicuescentes y se disuelve en el agua, alcohol y éter. Se descompone por el calor y la luz, y se reduce á metal por la acción del fósforo, sulfato ferroso, anhidrido sulfuroso, etc. También la descomponen la materias orgánicas, por cuya razón mancha la piel de un color violado de oro reducido.

Se combina con los cloruros alcalinos, formando cloruros dobles cristalizados.

Se obtiene tratando el oro por el agua regia; la disolución obtenida se calienta en el baño de María hasta expulsar el exceso de agua regia, y al enfriarse el líquido cristaliza el cloruro áurico.

Se emplea este cuerpo como reactivo, para el dorado galvánico y para el *virado* de las pruebas fotográficas.

PLATINO..... $Pt = 197$.

392. Propiedades.—Este metal fué descubierto en América por los españoles que allí fueron por vez primera, dándole el nombre de *oro blanco*. El nombre de *platino* con que luego se le designó, y su introducción en Europa, se debe á D. Antonio Ulloa, sabio marino y compatriota nuestro.

Se encuentra en la Naturaleza unido al oro, hierro, cobre, paladio, iridio, etcétera, formando granos ó *pepitas*, en terrenos de aluvión antiguos, en Nueva Granada, Colombia, Montes Urales, etc.

El platino es un metal sólido, de un color blanco ligeramente agrisado, maleable y tan dúctil que se hacen con él alambres que sólo se ven con el auxilio de una lente. Tiene poca dureza y regular tenacidad, y su densidad llega á 21,5 cuando ha sido forjado; resulta, por lo tanto, que es el cuerpo más pesado que se conoce, y doscientas cuarenta mil veces más denso que el hidrógeno, que, á su vez, es el más ligero de todos.

Se funde á 1.775°, y antes de llegar á tan extraordinaria temperatura se reblandece y puede soldarse por la forja consigo mismo. El platino tiene la propiedad de condensar entre sus poros grandes cantidades de ciertos gases, sobre todo cuando se halla muy dividido, como en el *negro de platino*, y *esponja de platino*, en cuyo estado puede absorber 250 volúmenes de gas oxígeno; en este caso se eleva extraordinariamente la temperatura de dicho cuerpo, y pueden verificarse por su presencia combinaciones atribuídas antes á la acción *catalíptica*. Es muy fácil poner de manifiesto esta propiedad colocando un trocito de esponja de platino, ó simplemente un alambre de este metal arrollado en hélice, en la llama de una lámpara de alcohol; apagando la llama, una vez enrojecidos dichos cuerpos, continúan al rojo por la

acción de los gases que se desprenden de dicha lámpara. Lo mismo sucede usando un mechero Bunsen en esta experiencia.

El platino es un cuerpo muy resistente á la acción de los demás; el oxígeno puro, ó el que contiene el aire, no le atacan á ninguna temperatura. Tampoco se altera por la acción de los ácidos ni en frío ni en caliente; sin embargo, el *agua regia* le disuelve fácilmente, transformándole en tetracloruro platínico. También le atacan los álcalis, el fósforo, el arsénico y el silicio, y se alea fácilmente con el antimonio, bismuto, plomo, estaño, zinc y plata, propiedades que deben tenerse muy en cuenta al usar en las operaraciones químicas vasijas de este metal.

393. Extracción.—Puede obtenerse este metal por *vía seca* y por *vía húmeda*. En ambos métodos se somete primeramente el mineral á un lavado para separar las arenas y demás cuerpos extraños que contenga, y se mezcla luego el residuo con galena y plomo, exponiendo el conjunto en un horno de reverbero á la acción del calor. En estas condiciones, el hierro y el cobre, transformados en sulfuros, se unen á la galena, y el platino se alea con el plomo. Copelando luego este plomo platinífero á una elevada temperatura, queda el platino con pequeñas cantidades de iridio y algún otro metal que no le perjudican para los usos á que se destina.

Para obtener el platino por vía húmeda se tratan los residuos obtenidos por la loción del mineral con agua regia, añadiendo luego sal amoníaco á la disolución para precipitar el platino al estado de cloro platinato amónico insoluble. Este precipitado se deseca y calcina, con lo que queda reducido á *esponja de platino*, la que se comprime y forja al rojo blanco.

El platino se aplica mucho para la construcción de vasijas de uso indispensable en la Química, y se emplea en gran escala para fabricar los alambiques en que se concentra en la industria el ácido sulfúrico (114).

394. Tetracloruro platínico.—$Pt\ Cl_4$. Esta sal, llamada generalmente *cloruro platínico*, es el compuesto más importante qne forma el platino al combinarse con los demás elementos. Es un cuerpo sólido, de color rojo obscuro, delicuescente y soluble en el agua, alcohol y éter. Se descompone por el calor, convirtiéndose en platino esponjoso; también se separan sus elementos por la acción de los cuerpos reductores, las materias orgánicas, el mercurio y otros metales.

Se combina con los cloruros alcalinos, produciendo *cloruros dobles*. Se prepara el cloruro platínico disolviendo el platino en *agua regia;* la disolución se evapora á sequedad para expulsar el exceso de ácido, y luego se disuelve y concentra hasta que cristalice.

Se usa en Química como reactivo.

LIBRO CUARTO

QUÍMICA ORGÁNICA

CAPÍTULO PRIMERO

Nociones generales.

395. Objeto de esta ciencia.—La Química orgánica tiene por objeto el estudio de las sustancias que constituyen los seres vivos, y el de otros principios análogos que pueden obtenerse artificialmente.

Dado el estado actual de la Química, no tiene gran valor su división en inorgánica y orgánica, puesto que las leyes que rigen á la combinación de los elementos son siempre las mismas, ya resulten de la unión de aquellos compuestos inorgánicos ú orgánicos; sin embargo, á fin de no hacer demasiado extenso y complicado el estudio de dicha ciencia, conviene dividirla en las dos secciones que hemos establecido en estos elementos.

396. División de las materias orgánicas.—Las materias orgánicas se dividen en *orgánicas* y *organizadas*. Estas últimas constituyen una parte integrante de los órganos de los seres vivos, y no pueden cambiar de estado físico sin alterarse profundamente. Nunca cristalizan, y poseen, por el contrario, formas redondeadas y una estructura propia del ser vivo á que pertenecen, habiendo sido imposible hasta hoy obtenerlas artificialmente. Ejemplos de esta clase de sustancias son el *almidón*, la *celulosa*, la *albúmina*, etc.

Las *sustancias orgánicas* presentan los mismos caracteres que los compuestos inorgánicos, y pueden, como éstos, cambiar de estado sin alterarse. Muchas de ellas cristalizan, como el *azúcar*, el *ácido oxálico*, la *quinina*, etc., y algunas otras se han podido obtener artificialmente, siendo ejemplo de estas últimas la *urea*, el *acetileno*, el *ácido oxálico*, etc.

397. Análisis inmediato.—La mayor parte de las sustancias orgánicas que existen formadas en los seres vivos son mezclas, en proporciones variables, de otros compuestos más sencillos, llamados *principios inmediatos;* éstos son compuestos definidos, y presentan las propiedades constantes que caracterizan á toda especie química. La serie de operaciones que deben ejecutarse para aislar de la sustancia orgánica dichos principios se llama *análisis inmediato.*

Dicho análisis presenta á veces grandes dificultades por descomponerse fácilmente las sustancias sometidas á la experiencia. En general, sólo puede recurrirse con dicho objeto á las acciones mecánicas, á la acción de los disolventes, y algunas veces al calor, teniendo cuidado, en este último caso, de conducirle moderadamente para no alterar la materia objeto del análisis.

Ejemplos.—Si exponemos la harina de trigo á la acción de una corriente de agua, removiendo constantemente entre los dedos dicha sustancia obtendremos una materia gris y elástica, que es el *gluten*, mientras que el agua habrá arrastrado un polvo blanco insoluble, que es el *almidón.*

Dejando macerar en húmedo las agallas de encina, y tratando por agua caliente el residuo, se obtiene cristalizado, después de filtrar el líquido, el *ácido agállico.*

Calentando el vino en un alambique, cuidando de que no pase la temperatura de unos 80°, se recoge un líquido que es el *alcohol.*

898. Análisis elemental.—Como lo indica su nombre, tiene por objeto averiguar la naturaleza y peso de los elementos que forman un compuesto orgánico.

Las operaciones que deben ejecutarse para obtener dicho análisis no pueden ser objeto de un libro tan elemental como éste; pero sí diremos que en la mayoría de los casos se obtienen como elementos constitutivos de las sustancias orgánicas los cuatro cuerpos siguientes: *carbono, hidrógeno, oxígeno* y *nitrógeno,* que han recibido por esta razón el nombre de *organógenos.* El más constante de estos elementos es el carbono, que nunca falta en dichos compuestos, por lo que algunos definen la Química orgánica diciendo que es *la ciencia en que se estudian los compuestos del carbono:* el hidrógeno, aunque también es muy frecuente, puede faltar en los compuestos de que nos ocupamos, y los otros dos, especialmente el nitrógeno, no existen en muchos de ellos.

399. Fórmulas de los compuestos orgánicos.—Hecho el análisis centesimal de un compuesto orgánico, se halla su fórmula averiguando primero su peso molecular, el cual se obtiene por los procedimientos que indicamos en el núm. 24. Conocido aquél, se determina la fórmula del

compuesto siguiendo la marcha expuesta en el núm. 44 de estas *Nociones*.

400. Isomeria y polimeria.—Sucede con frecuencia en Química orgánica que los elementos constituyentes de dos cuerpos de propiedades muy distintas son los mismos y se hallan en la misma relación: si dichos cuerpos tienen además el mismo peso molecular, se dice que son *isómeros*, y su fórmula empírica será igual para ambos. Si aquéllos tienen distinto peso molecular, la fórmula del uno será un múltiplo exacto de la del otro, y se les llama *polímeros*.

Como ejemplos de cuerpos isómeros podemos citar la esencia de trementina y la de limón, cuyos cuerpos tienen por fórmula $C_{10} H_{16}$. El acetileno $= C_2 H_2$, y la bencina $= C_6 H_6$, son, á su vez, compuestos polímeros.

Para explicar por qué tienen estos cuerpos propiedades tan distintas, á pesar de tener la misma composición, se admite que la colocación de los átomos es diferente en la molécula de cada compuesto. Por esto son de mayor importancia en esta parte de la Química las fórmulas racionales y de estructura (41) que en la Química mineral, puesto que por ellas se trata de explicar la agrupación atómica de cada molécula.

401. Obtención de las sustancias orgánicas.—Muchas de las materias orgánicas conocidas se pueden extraer directamente de los diversos órganos de los animales y vegetales por medio del análisis inmediato; así sucede con el azúcar, el ácido oxálico, la esencia de limón, etc.

Otras exigen que dichas materias sufran alteraciones especiales que den lugar á los productos que se buscan, como sucede en el alcohol vínico, vinagre, la dextrina, etc.

Por último, pueden también obtenerse muchas sustancias orgánicas artificialmente, ya valiéndose de la acción de otros cuerpos sobre ciertos productos orgánicos, ó bien combinando los elementos necesarios á la constitución del compuesto que se busca. Por el primer método, llamado *analítico*, se obtienen el ácido esteárico y la glicerina, que, unidos, forman las grasas; por el segundo, llamado *síntesis orgánica*, han conseguido Berthelot y otros químicos producir muchos cuerpos, como el acetileno, la bencina, la urea, el ácido acético, etc., con la notable circunstancia de no existir alguno de ellos en la Naturaleza.

402. Acción de los agentes sobre las sustancias orgánicas.—Los principales agentes por cuya influencia se transforman las sustancias orgánicas, son: el calor, los reactivos químicos y los fermentos. Examinemos ligeramente su acción sobre dichas materias.

Calor.—Muchas sustancias orgánicas, bajo la influencia de este agente, cambian de estado sin alterarse. Otras, llamadas *fijas* por no experimentar

dicho cambio, se transforman en productos más sencillos, algunas veces isómeros de aquéllos. Si la operación se efectúa al aire libre y á una temperatura incapaz de descomponerlas, recibe el nombre de *torrefacción;* y si tiene lugar en vasijas cerradas y á un grado de calor suficiente para lograr su descomposición, se llama *destilación seca:* en este último caso, los productos obtenidos, llamados en general *pirogenados*, difieren notablemente del cuerpo sometido á la experiencia.

Reactivos químicos.—Uno de los cuerpos que más influye en las transformaciones que pueden sufrir las sustancias orgánicas es el oxígeno auxiliado del calor. En estas condiciones se queman los elementos constitutivos de aquéllas, originando agua y anhidrido carbónico, y si dichas sustancias son nitrogenadas, resulta libre este metaloide.

El oxígeno seco, á la temperatura ordinaria, no actúa sobre las materias orgánicas; pero si está húmedo produce una oxidación lenta, llamada *eremacausia*, capaz de descomponerlas completamente, originando productos muy diversos.

Los ácidos modifican también notablemente las sustancias orgánicas, especialmente el sulfúrico, que las destruye y carboniza por combinarse con el agua procedente del hidrógeno y oxígeno que contienen.

Los álcalis suelen provocar la formación de algún ácido á expensas de los elementos constitutivos de la sustancia sometida á su acción, combinándose con él para formar una sal. En este caso se desprende muchas veces el hidrógeno de dichas sustancias, y si éstas son nitrogenadas, queda también en libertad su nitrógeno, cuyos dos gases se combinan y producen amoníaco.

Fermentos.— Reciben este nombre unos seres microscópicos, *con vida y forma constante,* animales ó vegetales, capaces de producir grandes alteraciones en ciertas sustancias orgánicas, llamadas *fermentescibles*, al desarrollarse á expensas de los elementos de éstas. Estos seres, llamados en general *microbios*, existen en el aire, en el agua, en los alimentos y adheridos á la superficie de casi todos los cuerpos. Se conocen perfectamente muchos de ellos, como el *mycoderma aceti*, la *levadura de la cerveza*, etc., y se sospecha la existencia de otros, causantes de varias enfermedades.

Hay, además, otras sustancias *solubles*, *sin vida ni organización*, que pueden producir alteraciones análogas en contacto con las materias fermentescibles: dichas sustancias reciben el nombre de fermentos *no figurados*, y entre ellas podemos citar la *diastasa* y la *ptialina*.

Los productos resultantes de las fermentaciones son muy variables, y dan nombre á éstas; así, la fermentación del mosto de las uvas, en la que se ori-

gina alcohol, se llama *alcohólica;* la de este líquido, al transformarse en ácido acético, *acética*, etc.

Para que dichos fermentos produzcan las alteraciones que acabamos de indicar, deben, sin embargo, hallarse en contacto del aire, de la humedad y á una temperatura que fluctúa entre 8° y 40°.

403. Clasificación de los compuestos orgánicos.—Atendiendo al carácter químico que presentan las sustancias orgánicas, ó manera de *funcionar* en las reacciones, se las ha dividido en los siguientes grupos ó *funciones químicas:*

1.ª Carburos de hidrógeno.
2.ª Alcoholes.
3.ª Aldehidos.
4.ª Acidos.
5.ª Éteres.
6.ª Bases.
7.ª Amidas.

Carburos de hidrógeno.—Como lo indica su nombre, son los cuerpos resultantes de la combinación del carbono con el hidrógeno. Estos cuerpos pueden originar, por la pérdida de uno ó más átomos de hidrógeno, ciertos grupos atómicos, llamados *radicales alcohólicos*, que funcionan de un modo análogo á los metales. Éstos, á su vez, cambiando dos átomos de hidrógeno por uno de oxígeno, pueden dar lugar á otra clase de radicales, llamados de *ácidos*, análogos á los metaloides, porque reaccionando con el agua producen los ácidos orgánicos.

Alcoholes.—Son las combinaciones del carbono, hidrógeno y oxígeno, que tienen la propiedad de reaccionar con los ácidos, originando unos compuestos llamados *éteres.*

Aldehidos.—Estos cuerpos son el resultado de la pérdida de hidrógeno de los alcoholes.

Ácidos.—Son los cuerpos resultantes de la oxidación de los aldehidos.

Éteres.—Resultan como producto de la reacción de los ácidos sobre los alcoholes.

Bases.—Son compuestos orgánicos capaces de neutralizar los ácidos, dando origen á cuerpos salinos. Estos compuestos, llamados generalmente *álcaloides*, pueden ser naturales y artificiales.

Amidas.—Son los cuerpos resultantes de la sustitución de uno ó más átomos de hidrógeno del amoníaco por radicales de ácidos.

Observación.—Hay muchos compuestos orgánicos cuya función química

puede asimilarse á dos ó más grupos de los antes mencionados, en cuyo caso se dice que dichos cuerpos son de *función mixta*. Esto sucede con los *azúcares*, que lo mismo pueden referirse á los alcoholes que á los aldehidos.

En estas *Nociones* sólo daremos á conocer alguno de los cuerpos más importantes de cada grupo.

CAPÍTULO II

Carburos de hidrógeno.

404.—Estos cuerpos son los de composición más sencilla que se estudian en Química orgánica, pero en cambio forman el grupo más numeroso de la misma.

Depende esto, no tan sólo de ser tetradínamo el carbono, sino de la propiedad que tiene de combinarse consigo mismo; por esta razón resultan acumulados sus átomos en grado diferente, en cuerpos que pueden tener iguales los demás elementos, y cuyas propiedades, sin embargo, son completamente distintas.

405. Clasificación de los carburos de hidrógeno.—Se han dividido estos compuestos en dos grupos: *saturados* y *no saturados*.

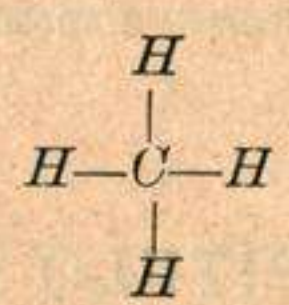
Son carburos saturados aquellos en cuya molécula están satisfechas todas sus afinidades, y no saturados los que conservan libre alguna de sus dinamicidades.

Los hidrocarburos saturados se nombran terminando en *ano* los numerales griegos que indican los átomos de carbono que contienen, por más que á algunos se les da nombres especiales.

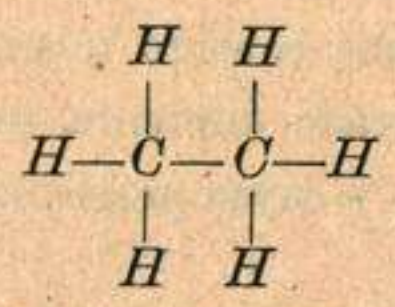
Los hidrocarburos no saturados se terminan en *ileno*, precedido de dichos numerales griegos desde el número seis de la serie.

HIDROCARBUROS SATURADOS		HIDROCARBUROS NO SATURADOS	
CH_4....	Protano, formeno ó metano.	CH_2.....	Metileno.
C_2H_6....	Deutano ó etano.	C_2H_4.....	Etileno.
C_3H_8....	Tritano ó propano.	C_3H_6.....	Propileno.
C_4H_{10}...	Tetrano ó butano.	C_4H_8.....	Butileno.
C_5H_{12}....	Pentano.	C_5H_{10}.....	Amileno.
C_6H_{14}...	Hexano.	C_6H_{12}.....	Hexileno.
C_7H_{16}....	Heptano.	C_7H_{14}.....	Heptileno.
C_8H_{18}....	Octano.	C_8H_{16}.....	Octileno.
.....		.....	
.....		.....	

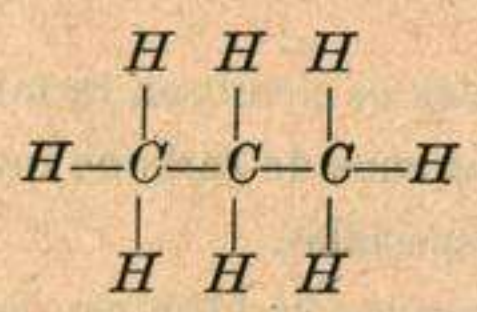
Puesto que el carbono es tetradínamo y el hidrógeno monodínamo, el carburo más sencillo de los saturados tendrá por fórmula $C\,H_4$, cuya estructura molecular es:



El segundo carburo de esta clase deberá contener dos átomos de carbono y todos los de hidrógeno que sean necesarios para saturarlos. Pudiera creerse que para ello se necesitan ocho átomos de hidrógeno; pero hay que tener en cuenta que, al unirse los dos átomos de carbono, se encadenan y pierden dos dinamicidades, quedando libres solamente seis, por lo cual dicho carburo tiene por expresión $C_2\,H_6$, y su fórmula de estructura es:



El tercer carburo saturado, por razones análogas, resulta de la combinación de tres átomos de carbono con ocho de hidrógeno, ó sea $C_3\,H_8$, y tiene por fórmula de estructura la siguiente:



y así sucesivamente.

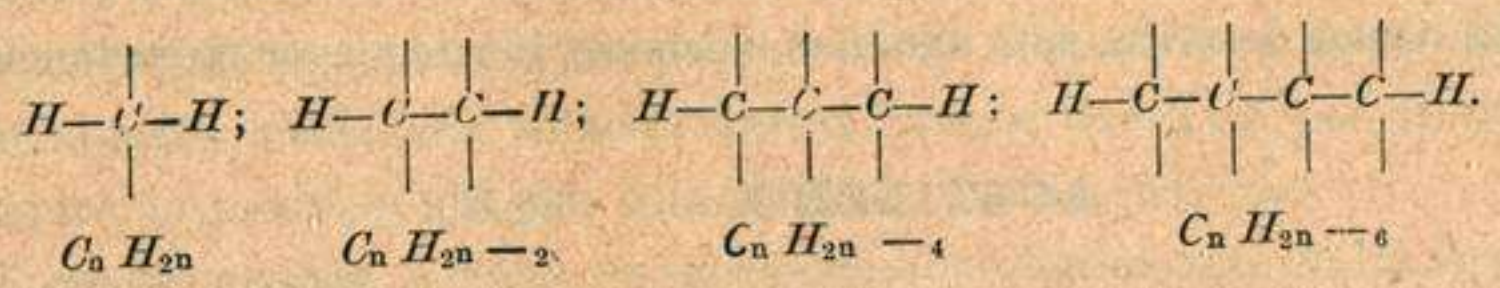
Si observamos ahora cómo se pasa de uno de estos carburos al siguiente, veremos que basta añadir á la fórmula del anterior el grupo $C\,H_2$; de modo que el cuarto carburo saturado será $C_4\,H_{10}$, el quinto $C_5\,H_{12}$, etc.

Todos estos carburos, llamados *fundamentales*, forman una *serie homóloga*, cuya fórmula general es $C_n\,H_{2n+2}$; se les llama también *forménicos* por ser el tipo de ellos el *formeno*, de que ya hemos hablado (193).

Mucho más numeroso resulta el grupo de los carburos *no saturados*, puesto que, al combinarse varios átomos de carbono con cierto número de moléculas de hidrógeno, pueden quedar libres dos, cuatro, seis, etc., dinamicidades, resultando distintas series, cuyas fórmulas generales son:

$C_n H_{2n}$ . . . = *Carburos etilénicos*, cuyo tipo es el etileno, $C_2 H_5$.
$C_n H_{2n-2}$. = *Carburos acetilénicos*, cuyo tipo es el acetileno, $C_2 H_4$
$C_n H_{2n-4}$. = *Carburos canfénicos*, cuyo tipo es el canfeno, $C_{10} H_{16}$.
$C_n H_{2n-6}$. = *Carburos bencénicos*, cuyo tipo es el benceno, $C_6 H_6$.

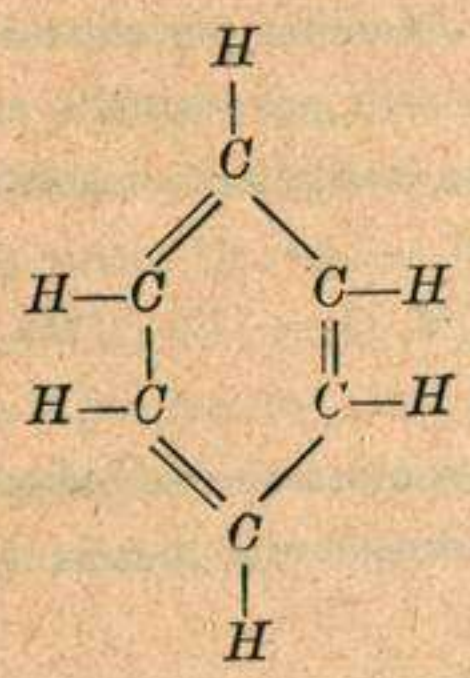
Estos carburos presentan, además, la particularidad de poder obrar con diferentes valencias, según el modo de soldarse sus átomos de carbono. En efecto, unas veces se unen éstos formando una *cadena lineal*, según indican las siguientes fórmulas de estructura:



$C_n H_{2n}$ $C_n H_{2n-2}$ $C_n H_{2n-4}$ $C_n H_{2n-6}$

por las que vemos que las dinamicidades libres del primer carburo son *dos*; las del segundo, *cuatro*; las del tercero, *seis*, y las del cuarto, *ocho*.

Otras veces se sueldan varias dinamicidades de los átomos de carbono, originando una *cadena cerrada*, en la que quedan satisfechas mayor número de dinamicidades. Esto sucede en el *benceno*, cuya molécula puede representarse, según Kekulé, por un hexágono, en cuyos vértices se encuentran sus seis átomos de carbono unidos entre sí alternativamente por una y dos dinamicidades, según representa la siguiente figura:



Los diferentes átomos de hidrógeno de este carburo pueden ser sustituídos por otros radicales ó elementos monodínamos, resultando numerosos productos de propiedades muy distintas.

406. Propiedades generales de los hidrocarburos.—Son muy diferentes las propiedades de los numerosos carburos de hidrógeno que se conocen, siendo su neutralidad química el carácter más común que presentan. Los de cada serie tienen, sin embargo, propiedades químicas muy análogas, y se observa que su densidad y punto de ebullición va creciendo á

medida que se consideran términos de la serie más distantes del primero. Sucede, en efecto, que los primeros hidrocarburos de aquéllas son gaseosos, los siguientes líquidos, y los últimos suelen ser sólidos: el punto de ebullición de cada uno crece, por término medio, de 20° á 26° en los cuerpos de cada serie.

Hay algunos hidrocarburos naturales, como el *gas de los pantanos*, los *petróleos*, la *nafta*, la *esencia de trementina*, etc.; pero se conocen muchos más obtenidos artificialmente. En estas *Nociones*, además del formeno y etileno, que ya hemos descrito, sólo daremos á conocer los de mayor importancia.

ACETILENO..... $C_2 H_2$

407. Propiedades y obtención. — Este hidrocarburo es gaseoso á la temperatura ordinaria, y se liquida á 0° bajo la presión de 48 atmósferas. Es incoloro y posee un olor fétido, siendo su densidad de 0,91. Se disuelve bastante en el agua, y más en el alcohol. Arde en el aire con llama brillante y fuliginosa, y se combina directamente con el cloro y con el bromo.

El cloruro cuproso, disuelto en amoníaco, produce por la acción del acetileno un precipitado rojo característico.

Berthelot le obtuvo combinando directamente el hidrógeno con el carbono enrojecido bajo la acción de una corriente eléctrica, siendo éste uno de los primeros cuerpos orgánicos obtenidos por síntesis.

Se obtiene hoy fácilmente este gas tratando el carburo de calcio ($Ca\ C_2$) por el agua, según manifiesta la siguiente reacción:

$$Ca\ C_2 + 2\ (H_2\ O) = Ca\ (OH)_2 + C_2\ H_2$$

El carburo de calcio se prepara á su vez industrialmente fundiendo al calor del horno eléctrico de Moissan una mezcla de cal viva y cok finamente pulverizados.

El acetileno resulta también como producto de la combustión incompleta de varios compuestos orgánicos ricos en carbono, como el petróleo, éter, etc.

Se empieza á usar actualmente este gas en el alumbrado por la viva luz que produce su llama al arder en mecheros especiales, pero es expuesto su uso por la facilidad con que forma con el aire mezclas explosivas de un poder detonante extraordinario.

408. Petróleos.—El petróleo natural es un líquido oleaginoso, de color obscuro, compuesto de diferentes carburos de hidrógeno análogos al formeno. Estos carburos tienen puntos de ebullición que varían de 4° á 500°, y

pueden separarse unos de otros destilando dicho líquido á temperaturas crecientes. En estas condiciones se obtienen primero los llamados *aceites ligeros de petróleo*, que constituyen la *gasolina*, líquido incoloro y muy inflamable, que se usa para el alumbrado en lámparas especiales *de esponja*. A mayor temperatura destila el *petróleo refinado*, que hierve entre 150° y 280°, y se emplea en el alumbrado común. Aumentando la temperatura hasta 300° ó 400°, se obtienen los *aceites pesados de petróleo*, de los que se extrae por enfriamiento y presión la *parafina*, que se utiliza en la fabricación de las bujías transparentes; y, por último, después de la destilación completa del petróleo natural, queda una materia untosa, que se descolora por el carbón y produce un producto parecido á la manteca, llamado *vaselina*.

El petróleo natural, ó *bruto*, se encuentra abundantemente en los Estados Unidos, y también en diferentes puntos de Europa.

ESENCIA DE TREMENTINA..... $C_{10}\ H_{16}$

409. Propiedades y extracción.—Este hidrocarburo corresponde á la serie *canfénica*, cuya fórmula general es $C_n\ H_{2n-4}$. Es líquido, incoloro, de un color especial y muy refringente; hierve á 156° y tiene una densidad de 0,86. Se disuelve en el alcohol y en el éter, pero no en el agua. Arde con llama brillante, produciendo humo y mucho calor.

Disuelve á una porción de cuerpos, entre los que citaremos el fósforo, el azufre, el caucho, las resinas y las grasas.

Se extrae destilando á 160° las *trementinas*, que son ciertos jugos segregados por varias especies de pinos. El residuo que queda en esta operación se llama *colofonia*.

La esencia de trementina algo impura, llamada en el comercio *aguarrás*, tiene muchas aplicaciones como disolvente, y con ella se fabrican los barnices, que no son otra cosa que disoluciones de ciertas resinas en este líquido.

BENCINA..... $C_6\ H_6$

410. Propiedades y obtención.—Este hidrocarburo corresponde á la serie *bencénica*, que tiene por fórmula general $C_n\ H_{2n-6}$. Es un líquido incoloro, muy movible y de una densidad igual á 0,85. Su olor es característico, nada desagradable cuando está pura. Hierve á 81° y se solidifica á 0°. Se disuelve fácilmente en el alcohol y en el éter, pero no el agua.

Su poder disolvente es aún mayor que el de la esencia de trementina, y

disuelve con más facilidad á los cuerpos que allí hemos citado y á otros varios.

Es muy combustible, produciendo al arder una llama brillante y fuliginosa.

La bencina puede obtenerse por varios procedimientos; pero el más usado consiste en destilar el alquitrán de la hulla, separando el líquido que destila á 81°.

La bencina se usa mucho como disolvente de las grasas, y también para preparar la *nitrobencina*, con la que se obtiene la *anilina*.

411. Esencias y resinas.—Existen en el reino vegetal varias sustancias volátiles y aromáticas que han recibido el nombre de *esencias*. La mayor parte de ellas son hidrocarburos isómeros de la esencia de trementina, como la *esencia de limón*, la de *elemí*, la de *azahar*, etc.

Las esencias son generalmente líquidas, menos densas que el agua, insolubles en este líquido y muy solubles en el alcohol, éter, bencina y sulfuro de carbono. Producen manchas especiales de aspecto grasiento que desaparecen con el calor, por lo que se les llama también *aceites esenciales*.

Arden con llama brillante y fuliginosa, y absorben el oxígeno del aire, convirtiéndose lentamente en cuerpos sólidos, llamados *resinas*.

No todas las esencias son hidrógenos carbonados, y hay algunas, como la de *almendras amargas*, la de *canela*, la de *cominos*, etc., que contienen también oxígeno.

Las esencias suelen extraerse sometiendo las partes del vegetal donde existen, después de trituradas, á la acción del vapor acuoso producido por un alambique. Dicho vapor arrastra la esencia, y al condensarse en el refrigerante se separa de ella, por ser estos cuerpos insolubles en el agua. Esta separación se verifica fácilmente en el vaso representado en la fig. 62, llamado *recipiente florentino*, en el que, por su diferente densidad, queda la esencia en la superficie *E* del líquido, mientras que el agua sale por el sifón *H*.

Fig. 62.

Las esencias tienen mucha aplicación en perfumería, y también se usan para la fabricación de ciertos barnices, aprovechando la propiedad que tienen de disolver á las resinas.

412. Caucho y gutapercha.—Estos dos preciosos productos son hidrocarburos sólidos, polímeros de la esencia de trementina.

El caucho es un jugo lactífero segregado por varios árboles, como el *ficus elastica* de la India. Desecado convenientemente dicho jugo, da lugar á un

cuerpo sólido, blando y elástico desde 10° á 25°. Se disuelve en el sulfuro de carbono, y se funde á 180°. Tiene la propiedad de soldarse consigo mismo recién cortado, y no le atacan los ácidos ni los álcalis. Combinado con una pequeña cantidad de azufre origina un cuerpo elástico á temperaturas inferiores á 50°, llamado *caucho vulcanizado*. Si la cantidad de azufre llega á 30 por 100 se obtiene un producto duro y negro, parecido al ébano, que ha recibido el nombre de *ebonita*, muy usado en la construcción de los aparatos eléctricos.

El caucho tiene muchas aplicaciones en la confección de tubos, láminas y tejidos elásticos.

La gutapercha es otro jugo análogo, que se extrae de un árbol de la Malasia, llamado *Isonandra gutta*. Por la evaporación produce dicho líquido una matería sólida, insoluble en el agua y soluble en el sulfuro de carbono y aceites esenciales. Se reblandece por el calor, adquiriendo otra vez su dureza por el enfriamiento. No la atacan tampoco los álcalis ni los ácidos, y puede soldarse en caliente.

Se usa mucho en galvanoplastia para la fabricación de los *moldes* y cubetas. Por su mala conductibilidad se emplea tambien para aislar los conductores eléctricos.

CAPÍTULO III

Alcoholes.

413. Generalidades.— Se llaman *alcoholes* los compuestos de carbono, hidrógeno y oxígeno capaces de neutralizar los ácidos, originando agua y unos cuerpos llamados *éteres*. Ejemplo:

$$\underset{\text{Alcohol.}}{C_2 H_6 O} + \underset{\text{Ácido clorhídrico.}}{H Cl} = \underset{\text{Agua.}}{H_2 O} + \underset{\text{Éter.}}{C_2 H_5 Cl}$$

Los alcoholes se pueden suponer derivados de los hidrocarburos por la sustitución de uno ó más átomos de su hidrógeno por otras tantas moléculas del radical hipotético $(O H)'$, llamado *oxidrilo*.

En efecto: si en el hidrocarburo $C_2 H_6$ sustituímos un átomo de hidrógeno por una molécula de dicho radical, tendremos el compuesto $C_2 H_5 (O H)$, que es el alcohol común. Si en el mismo hidrocarburo sustituímos dos átomos de hidrógeno por dos oxidrilos, resultará otro alcohol $C_2 H_4 (O H)_2$, llamado *glicol*.

Observando ahora la constitución de estos alcoholes, podremos definirlos diciendo que son las combinaciones del *oxidrilo* con los grupos atómicos $(C_2 H_5)'$, $(C_2 H_4)''$....., llamados *radicales alcohólicos*. Vemos además que la dinamicidad de estos radicales es distinta de unos á otros, y existen algunos que llega á seis su valencia. El nombre de estos radicales se forma terminando en *ilo* las primeras letras del hidrocarburo que los origina; así, el radical alcohólico del metileno se llama *metilo;* el del etileno, *etilo;* el del amileno, *amilo*, etc.

Los alcoholes que de ellos se derivan tienen su misma dinamicidad, y se nombran con la palabra genérica *alcohol*, seguida del nombre del radical

terminado en *ico;* así, llamaremos *alcohol metílico* al originado por el metileno; *alcohol etílico*, al procedente del *etileno*, etc.

Pasemos ahora á describir los alcoholes de más importancia.

ALCOHOL METÍLICO..... $CH_3(OH)$.

414 Propiedades y preparación.—Es un líquido incoloro, de olor etéreo y sabor picante. Su densidad es de 0,81, y se disuelve en el agua en todas proporciones. Hierve á 66° y arde con llama azul.

Se obtiene por la destilación seca de la madera, y por esto se le conoce en el comercio con el nombre de *espíritu de madera.*

Se emplea como disolvente en la preparación de barnices, y también se usa como combustible.

ALCOHOL ETÍLICO..... $C_2H_5(OH)$.

415. Propiedades y preparación.— Este cuerpo, llamado *alcohol común* y *espíritu de vino*, es un líquido incoloro, muy fluido, de olor agradable y de una densidad á 0° igual á 0,80. Se disuelve en el agua en todas proporciones, con la que se combina con reducción de volumen. Hierve á 78° y se hace pastoso á — 100. Disuelve fácilmente las resinas, las grasas, el fósforo, el yodo y otros muchos cuerpos. Arde con llama pálida, produciendo vapor de agua y gas carbónico. Se combina directamente con los ácidos formando agua y éteres.

Se obtiene este alcohol haciendo fermentar la *glucosa* ó el *azúcar de uva* por intermedio de la *levadura de cerveza*, en cuyo caso se desdoblan aquellos azúcares en alcohol etílico y gas carbónico. Igual reacción tiene lugar en la fermentación del vino.

Para separar el alcohol de los líquidos resultantes de dicha fermentación se destilan éstos en alambiques á propósito, recogiendo el producto en diferentes vasijas. Como el alcohol es más volátil que el agua, las primeras porciones tendrán mayor cantidad de alcohol que las últimas; repitiendo varias veces la destilación de las primeras porciones, se llega á obtener un líquido que contiene 94 por 100 de alcohol. Para deshidratar éste y obtener el *alcohol absoluto* se le trata por la barita, y luego se destila al baño de María.

El alcohol etílico tiene numerosas aplicaciones, ya utilizando su poder

disolvente, ó aprovechando el calor que produce su combustión. Se usa también mucho en la fabricación de licores y para evitar la acidificación de los vinos.

ALCOHOL AMÍLICO..... $C_5 H_{11} (OH)$.

416. Propiedades y obtención.—Este cuerpo, llamado generalmente *aceite de patatas*, es un líquido oleaginoso, incoloro, de olor desagradable y sabor acre. Es poco soluble en el agua, pero lo verifica fácilmente en el alcohol y en el éter. Arde en el aire con llama azul y fuliginosa, y es venenoso.

Se prepara recogiendo las últimas porciones que destilan al obtener el alcohol de patatas, remolacha, orujo de la uva, etc.

Se usa como disolvente, y también, con perjuicio de la salud, para sustituir al alcohol vínico.

GLICERINA..... $C_3 H_5 (OH)_3$.

417. Propiedades y obtención.—Este cuerpo, llamado también *principio dulce de los aceites*, es un alcohol tridinamo, espeso, incoloro y de sabor muy dulce. Se disuelve en todas proporciones en el agua y el alcohol, pero no en el éter; tiene una densidad de 1,26, disuelve á muchos cuerpos y arde con llama brillante.

Se prepara tratando en caliente el aceite de oliva por el óxido plúmbico pulverizado y mezclado con agua. En estas condiciones se forma una sal de plomo, y la glicerina se disuelve en el agua. Separado este líquido por decantación, se hace pasar por él una corriente de hidrógeno sulfurado á fin de precipitar el óxido plúmbico que pueda tener disuelto, y, por fin, se filtra y evapora el líquido resultante hasta consistencia de jarabe.

En la fabricación de las bujías esteáricas queda la glicerina como residuo al tratar la estearina por la cal.

Se usa la glicerina para la curación de llagas y erosiones de la piel, y en la industria para dar flexibilidad á los cueros y mantener húmeda la arcilla de modelar.

Nitroglicerina.—Vertiendo gota á gota la glicerina en una mezcla fría de ácido sulfúrico y nítrico concentrados, resulta un líquido oleaginoso llamado *nitroglicerina*. Este líquido es más pesado que el agua, insoluble en dicho líquido, y presenta un color amarillento; al menor choque detona con una violencia extraordinaria, y algunas veces espontáneamente, por lo que es

muy expuesta su preparación. Mezclada la nitroglicerina con un cuerpo inerte, como el ladrillo molido, se obtiene la *dinamita*, muy usada en la minería, explotación de canteras, apertura de túneles, etc.

FENOLES.

418. Composición y origen de estos cuerpos.—Los fenoles están compuestos de carbono, hidrógeno y oxígeno, y proceden también, como los alcoholes, de los hidrocarburos. Se diferencian de los alcoholes en que éstos no reaccionan con los álcalis, mientras que los fenoles dan origen en estas circunstancias á compuestos salinos.

Esta circunstancia motivó que se les considerase antes como ácidos, y aun hoy día lleva el nombre de ácido fénico el fenol más importante.

FENOL ORDINARIO..... $C_6 H_6 O$.

419. Propiedades.—Este cuerpo, llamado comúnmente *ácido fénico* y *carbólico*, es sólido, incoloro, de olor á brea y sabor ardiente. Cristaliza en prismas que funden á 37°, y hierve á 168°. Es poco soluble en el agua, y mucho en el alcohol y el éter. Destruye las materias orgánicas, por lo que resulta muy venenoso.

Este cuerpo se le puede considerar originado por la bencina $C(_6 H_6)$, en cuya molécula se ha sustituído un átomo de hidrógeno por el radical oxidrilo: su fórmula racional será, por lo tanto, $C_6 H_5 (OH)$.

Tratado este fenol por el amoníaco, en un vaso cerrado y bajo la acción del calor, se obtiene un cuerpo muy importante, llamado *anilina*, de que hablaremos más adelante. Por la acción del ácido nítrico concentrado y caliente se transforma el fenol en ácido *pícrico*, muy usado en tintorería por el hermoso color amarillo que comunica á la lana y la seda. También se emplea el ácido pícrico para la fabricación de pólvoras detonantes de una gran fuerza explosiva.

420. Obtención.—Se prepara el fenol ordinario destilando el alquitrán de la hulla y recogiendo los productos que se volatilizan entre 160° y 200°. Tratando en caliente estos productos por una lejía concentrada de potasa ó de sosa, se forma un fenato alcalino, que cristaliza y se separa del resto del líquido. Sometido aquél á la acción del ácido clorhídrico, se forma cloruro sódico ó potásico, según la base empleada, y se precipita el fenol.

El fenol ordinario, disuelto en alcohol y diluído después en agua, se emplea mucho como antiséptico, y puro se usa en Medicina como cáustico.

CAPÍTULO IV

Aldehidos.

421. Origen y propiedades de estos cuerpos.—Se llama *aldehidos* á los compuestos que resultan de la deshidrogenación de los alcoholes. Ejemplo:

$$\underset{\text{Alcohol.}}{C_2 H_6 O} - H_2 = \underset{\text{Aldehido.}}{C_2 H_4 O}$$

Puede también decirse que provienen estos cuerpos de los oxidación de los alcoholes, puesto que, al reaccionar el oxígeno con estos últimos, se forma una molécula de agua á expensas de dos átomos de hidrógeno del alcohol.

$$\underset{\text{Agua.}}{C_2 H_6 O} + O = \underset{\text{Agua.}}{H_2 O} + \underset{\text{Aldehido.}}{C_2 H_4 O}$$

Recíprocamente, fijando hidrógeno, regeneran los aldehidos el alcohol de donde proceden, como puede observarse examinando la siguiente reacción:

$$\underset{\text{Aldehido.}}{C_2 H_4 O} + H_2 = \underset{\text{Alcohol.}}{C_2 H_6 O}$$

Estos cuerpos reciben el nombre general de *aldehido*, seguido del específico correspondiente al alcohol que los origina; así, se dice *aldehido etílico* para expresar el aldehido del alcohol etílico; *aldehido bencílico* al que resulta del alcohol bencílico, etc.

Los aldehidos obran como reductores por la afinidad que tienen con el oxígeno, con cuyo elemento se combinan para formar ácidos. Ejemplo:

$$\underset{\text{Aldehido etílico.}}{C_2 H_4 O} + O = \underset{\text{Ácico acético.}}{C_2 H_4 O_2}$$

Los principales aldehidos son:

Aldehido etílico ó común, $C_2 H_4 O$, que se obtiene oxidando el alcohol etílico por una mezcla de bicromato potásico y ácido sulfúrico. Resulta así un líquido incoloro, de olor penetrante y soluble en el agua, alcohol y éter. Tiene una densidad de 0,8, hierve á 21° y arde con llama azulada.

Aldehido bencílico, $C_7 H_6 O$, que constituye la mayor parte de la *esencia de almendras amargas*, y se obtiene de estas semillas. Esta esencia es líquida, incolora y de un olor especial; es poco soluble en el agua, pero lo verifica en todas proporciones en el alcohol y en el éter.

Aldehido cánfico ó *alcanfor*, $C_{10} H_{16} O$, que se extrae de un árbol de la China llamado *laurus camphora*. Es sólido, de aspecto vítreo y olor aromático; insoluble en el agua y muy soluble en el alcohol, cuya disolución recibe el nombre de *aguardiente alcanforado*. Produce vapores á todas las temperaturas, y arde con llama brillante y fuliginosa.

CAPÍTULO V

Ácidos.

422. Origen y propiedades.—Se llama ácidos orgánicos á los compuestos de carbono, hidrógeno y oxígeno que tienen la propiedad de reaccionar con las *bases* para formar *sales*.

Estos cuerpos provienen de la oxidación de los aldehidos, según hemos visto al tratar de estos compuestos (421), y también se pueden suponer derivados de los alcoholes por una oxidación más profunda. Ejemplo:

$$\underset{\text{Alcohol etílico.}}{C_2 H_6 O} + O_2 = \underset{\text{Ácido acético.}}{C_2 H_4 O_2} + \underset{\text{Agua.}}{H_2 O}$$

La dinamicidad de estos ácidos resulta igual á la de los alcoholes de donde proceden. En estos ácidos, como sucede en los inorgánicos (37), no todo el hidrógeno es reemplazable por un metal, y con arreglo al número de átomos de hidrógeno *básico* ó sustituible, así se dice que el ácido es monobásico, bibásico, etc.

Estos compuestos se expresan con la palabra genérica *ácido*, seguida de un calificativo terminado en *ico*, que suele expresar el cuerpo de donde se obtiene; así, se llama *ácido málico* al que tienen las manzanas (*malum* en latín); *ácido acético* el que existe en el vinagre (*acetum*); *ácido cítrico* el contenido en el limón (*citreum*).

PRINCIPALES ÁCIDOS ORGÁNICOS

423. Ácido acético $= C_2 H_2 O_2$. — Es un líquido incoloro, de un olor especial picante y de un sabor muy ácido. Se disuelve fácilmente en el agua,

en el alcohol y en el éter, y cuando está concentrado cristaliza á temperaturas inferiores á 4°. Hierve á 118°, y su vapor arde con llama azulada; se descompone á la temperatura del rojo sombra, produciendo *formeno* y anhidrido carbónico.

Este ácido es monobásico, y puede neutralizar las bases más enérgicas formando *acetatos*.

Se obtiene el ácido acético, ya por la destilación seca de la madera, ó bien por la oxidación del alcohol vínico.

Para obtenerle por el primer procedimiento se recogen los productos que destilan entre 80 y 120, neutralizándolos por el carbonato sódico. El acetato sódico obtenido se purifica por cristalización y se destila mezclado con ácido sulfúrico, en cuyo caso resulta el ácido acético, llamado entonces *ácido piroleñoso*.

Para preparar este ácido por la oxidación del alcohol se hace intervenir un fermento llamado *mycoderma aceti*, bajo cuya influencia y el oxígeno del aire se acidifican los líquidos alcohólicos, como el vino, cerveza, sidra, etc., transformándose en *vinagre*, ó sea ácido acético diluído.

El vinagre se usa mucho como condimento y para la fabricación de *escabeches*. El mejor es el procedente del vino, y se distingue fácilmente del ácido piroleñoso en que éste no deja residuo por evaporación, mientras que aquél deposita todas las materias fijas que contiene el vino.

424. Ácidos de las grasas.—Los ácidos contenidos en las grasas, tanto animales como vegetales, son el *palmítico* $= C_{16} H_{32} O_2$, el *margárico* $= C_{17} H_{34} O_2$ (1), el *esteárico* $= C_{18} H_{36} O_2$, y el *oleico* $= C_{18} H_{34} O_2$.

Este último es líquido, y los otros tres sólidos. Todos se combinan con las bases, y forman unas sales llamadas *jabones*. Tratados éstos por el ácido sulfúrico, se forma un sulfato de la base que constituye el jabón y queda libre el ácido.

Los ácidos palmítico y esteárico se emplean en la fabricación de las bujías esteáricas, y los otros entran á formar parte de los jabones.

425. Ácido láctico $= C_3 H_6 O_3$.—Es un líquido espeso, incoloro é inodoro, de sabor agrio y de una densidad igual á 1,24; se disuelve en el agua y en el alcohol, y se descompone á 130°.

Este ácido existe en el suero de la leche, y se prepara dejando fermentar una mezcla de agua, queso, glucosa y creta pulverizada, en cuyo caso se

---

(1) Según Heintz, este cuerpo es una mezcla de los ácidos *esteárico* y *palmítico*.

forma, al cabo de ocho ó diez días, lactato cálcico, que se descompone luego por el ácido sulfúrico diluído.

426. Ácido oxálico $= C_2 H_2 O_4$. — Este cuerpo existe en el estado de oxalato en las acederas, algunos líquenes y muchas plantas marinas. Es sólido, blanco y soluble en el agua y en el alcohol. Tiene por densidad 1,64; cristaliza con dos moléculas de agua en prismas alargados eflorescentes, y es muy venenoso. Se funde en su agua de cristalización á 68°, y á 180° se descompone.

Se obtiene oxidando el azúcar, ó la fécula, por el ácido nítrico bajo la acción de una temperatura moderada. También puede extraerse del jugo de las acederas, que contienen bioxalato potásico (*sal de acederas*).

Se usa bastante en la industria tintorera y en Fotografía.

427. Ácido tartárico $= C_4 H_6 O_6$. — Es un cuerpo sólido, blanco, de un sabor ácido muy astringente, y bastante soluble en el agua. Cristaliza en grandes prismas romboidales, se funde á 170° y huele á azúcar quemada cuando se le proyecta sobre las ascuas.

Este cuerpo existe en estado de bitartrato potásico en el mosto de las uvas, cuya sal, llamada *tártaro bruto*, se precipita en las cubas donde se obtiene el vino, por no ser soluble en el alcohol. Purificado este precipitado por varias cristalizaciones, se trata el bitartrato obtenido (*crémor*) por carbonato cálcico; en estas condiciones se forma tartrato cálcico insoluble, cuya sal se descompone por el ácido sulfúrico, que precipita la cal en estado de sulfato, y queda libre el ácido tartárico.

428. Ácido cítrico $= C_6 H_8 O_7$. — Existe este cuerpo en el zumo de los limones, naranjas, grosellas, etc. Es sólido, incoloro y tiene un sabor ácido muy agradable. Es bastante soluble en el agua y cristaliza en grandes prismas rectos de base rombal, que contienen una molécula de agua.

Se prepara neutralizando por la cal el zumo de los limones, y descomponiendo luego por el ácido sulfúrico el citrato de cal obtenido, en cuyo caso se precipita el sulfato cálcico y queda disuelto el ácido cítrico.

Se emplea este ácido como refresco, y el citrato de magnesia como purgante.

429. Ácido tánico $= C_{14} H_{10} O_9$. — Se encuentra este cuerpo, llamado *tanino*, en el zumaque, en la corteza de encina, y especialmente en las agallas. Es sólido, de un color blanco sucio y de sabor astringente.

Se disuelve fácilmente en el agua y en el alcohol, pero no en el éter. El calor le descompone, convirtiéndole en ácido *piro-agállico*, y obra en las reacciones como cuerpo reductor.

Se obtiene tratando las agallas trituradas por el éter diluído en un poco

de agua. El líquido obtenido se divide por el reposo en dos capas: la superior es de éter puro, y la inferior contiene el ácido tánico disuelto en el agua, que se separa de este líquido por evaporación.

El tanino se emplea mucho en el curtido de las pieles, por la propiedad que tiene de unirse á la albúmina, formando compuestos imputrescibles. también se usa en la fabricación de la *tinta común*, que se obtiene mezclando una disolución de sulfato ferroso con otra de ácido tánico.

CAPÍTULO VI

Éteres.

430. Definición y origen de estos cuerpos.—Se da el nombre de *éteres* á los compuestos resultantes de la reacción de los ácidos con los alcoholes. Ejemplo:

$$\underset{\text{Alcohol.}}{C_2 H_6 O} + \underset{\text{Ácido clorhídrico.}}{H Cl} = \underset{\text{Éter.}}{C_2 H_5 Cl} + \underset{\text{Agua.}}{H_2 O}$$

En esta reacción vemos que hay eliminación de agua, y que la constitución del éter originado es semejante á la de las sales haloideas.

Si en vez de un hidrácido se hace actuar con el alcohol un oxácido, se verificará una reacción análoga:

$$\underset{\text{Alcohol.}}{C_2 H_6 O} + \underset{\text{Ácido nítrico.}}{NO_3 H} = \underset{\text{Éter.}}{C_2 H_5 NO_3} + \underset{\text{Agua.}}{H_2 O}$$

y en ella podemos notar que también hay eliminación de agua y formación de un éter.

Si el ácido empleado fuera bibásico, como el sulfúrico, serían necesarias dos moléculas de alcohol para saturarle. Ejemplo:

$$\underset{\text{Alcohol.}}{2\ C_2 H_6 O} + \underset{\text{Ácido sulfúrico.}}{SO_4 H_2} = \underset{\text{Éter}}{(C_2 H_5)_2 SO_4} + \underset{\text{Agua.}}{2\ H_2 O}$$

Vemos que aquí, como en el caso anterior, también se forma un compuesto análogo á las sales anfígenas, por cuya razón se ha dado el nombre de *salinos* á estos éteres.

Observando la constitución de los éteres citados, veremos desde luego que el grupo atómico $C_2 H_5$ hace en todos el papel de un metal monovalente: este grupo, llamado *etilo*, ya dijimos que era el radical del alcohol etílico. En este caso podemos definir dichos éteres diciendo que son las combinaciones de los radicales alcohólicos con los cuerpos halógenos ó con los residuos halogénicos (37) de los oxácidos.

Una de las propiedades características de dichos éteres es la de regenerar el alcohol de donde proceden cuando se les hace reaccionar con un álcali, cuyo fenómeno ha recibido el nombre de *saponificación*. Ejemplo:

$$\underset{\text{Éter.}}{C_2 H_5 NO_3} + \underset{\text{Potasa.}}{KOH} = \underset{\text{Nitrato potásico.}}{KNO_3} + \underset{\text{Alcohol.}}{C_2 H_6 O}$$

Dichos radicales alcohólicos, obrando como los metales, pueden también sustituir al hidrógeno del tipo agua $\left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\} O$, y en este caso los compuestos resultantes $\left.\begin{matrix}C_2 H_5\\C_2 H_5\end{matrix}\right\} O = (C_2 H_5)_2 O$ reciben el nombre de *éteres óxidos*, por la analogía que presentan con los óxidos metálicos $K_2 O$, $Ag_2 O$.....

En estos éteres no es necesario que los dos átomos de hidrógeno sean sustituídos por el mismo radical alcohólico, y lo mismo sucede en los procedentes de la acción de un ácido bibásico con un alcohol: cuando aquéllos son distintos, se originan otros compuestos, llamados *éteres mixtos*. Así, sustituyendo en una molécula de agua uno de los átomos de hidrógeno por el radical *metilo* ($C H_3$), y el otro por el radical *etilo* ($C_2 H_5$), resulta el siguiente éter mixto:

$$\left.\begin{matrix}C\ H_3\\C_2 H_5\end{matrix}\right\} O = (CH_3)(C_2 H_5) O$$

Del mismo modo, haciendo reaccionar el ácido sulfúrico sobre dos moléculas, una de alcohol metílico ($CH_4 O$), y otra de alcohol etílico ($C_2 H_6 O$), resulta el siguiente éter mixto:

$$CH_4 O + C_2 H_6 O + SO_4 H_2 O = 2 H_2 O + (C H_3)(C_2 H_5) SO_4.$$

En la denominación de los éteres pueden seguirse las reglas de la nomenclatura general, considerando á los radicales alcohólicos como cuerpos metálicos; pero generalmente se les da la denominación de *éteres* seguida del nombre de los radicales y ácidos de donde proceden. Así, al óxido de etilo

se le llama *éter etílico*; al cloruro de etilo, *éter etil-clorhídrico*; al óxido de metilo y etilo, *éter metil-etílico*; al sulfato de metilo y etilo, *éter metil-etil-sulfúrico*, etc.

ÉTER ETÍLICO $=(C_2H_5)_2O$.

431. Propiedades y obtención.—Este cuerpo, llamado *éter común* y también, aunque impropiamente, *éter sulfúrico*, es un líquido incoloro, muy movible y volátil, y posee un olor especial. Tiene una densidad de 0,72, hierve á 35° y se solidifica á 130°, produciendo á la temperatura ordinaria abundantes vapores muy inflamables.

Es muy poco soluble en el agua, pero lo verifica en todas proporciones en el alcohol. Es uno de los disolventes más generales, puesto que disuelve á las grasas, las resinas, las esencias, el bromo, yodo, fósforo, etc.

Se prepara este cuerpo haciendo reaccionar el ácido sulfúrico concentrado sobre el alcohol común. Para lograrlo se pone en un matraz una mezcla de dichos líquidos y se eleva la temperatura hasta 140°; al mismo tiempo se hace caer un filete líquido de alcohol dentro de dicho matraz, el que se halla en comunicación con un aparato refrigerante. En estas condiciones destila una mezcla de éter, alcohol y agua, la que se trata por más cantidad de este último líquido para disolver el alcohol, y el éter que sobrenada se recoge y destila con cloruro de calcio para absorber el agua que contiene.

El éter se usa en Medicina como un antiespasmódico, y también se emplea en la industria como disolvente en la fabricación de algunos barnices y otros productos.

GRASAS

432. Constitución química de estos cuerpos.—Las grasas naturales son los éteres que resultan al reaccionar los ácidos grasos sobre la glicerina, que ya dijimos es un alcohol triatómico.

Los éteres resultantes reciben el nombre de:

Oleína,	el correspondiente al ácido	*oleico*.	
Estearina,	»	»	*esteárico*.
Palmitina,	»	»	*palmítico*.

Los *aceites*, las *mantecas* y los *sebos* resultan de la mezcla de dichos éteres en proporciones variables.

433. Propiedades.—Los cuerpos grasos son todos insípidos, inodoros, insolubles en el agua y solubles en el éter. Se disuelven unos á otros con facilidad, y se *enrancian* por la acción del oxígeno del aire. En presencia de los álcalis y bajo la influencia del calor se *saponifican*, cuyo fenómeno consiste en combinarse el álcali con los ácidos grasos, quedando libre la glicerina.

Aceites.—Se da este nombre á las grasas naturales líquidas.

La mayoría de estos cuerpos son de origen vegetal, y están constituídos por una mezcla de oleína y palmitina. Se dividen en *secantes*, como el aceite de linaza, de nueces, etc., y *no secantes*, como el de oliva, almendras dulces, colza, etc.

Todos se obtienen triturando y exprimiendo las partes del vegetal donde existen.

Los aceites reciben multitud de aplicaciones, empleándose unos como condimento (aceite de oliva), otros para el alumbrado (aceite de colza), algunos para la pintura al óleo (aceite de linaza), y todos en la fabricación de jabones.

Sebos y mantecas.—Se diferencian estos cuerpos de los aceites en ser sólidos y proceder generalmente del reino animal. Se funden á menos de 60°, y se obtienen calentando los tejidos animales en que se encuentran.

Se aplican para la fabricación de jabones, engrasado de máquinas, y algunos, como la *manteca de cerdo*, para la alimentación.

JABONES

434. Definición y propiedades.—Ya hemos dicho que las grasas tienen la propiedad de *saponificarse* al tratarlas en caliente por una disolución alcalina. En esta reacción queda libre la glicerina y se combinan los ácidos grasos con el álcali empleado, originando unas sales que han recibido el nombre de *jabones*.

Como los cuerpos grasos son, en general, mezclas de los ácidos oleico, esteárico y palmítico, los jabones resultantes serán, á su vez, oleatos, estearatos y palmitatos de potasa ó de sosa, según la base que se haya hecho intervenir en la reacción.

Por extensión se llaman también jabones á las combinaciones de los ácidos grasos con las demás bases.

Los jabones alcalinos son solubles en el éter, alcohol y agua, y bajo la influencia de este líquido se descomponen, dejando parte del álcali en liber-

tad: en esta reacción estriba su uso en el lavado de las ropas y demás cuerpos que contengan materias grasientas, pues éstas son disueltas por el álcali libre.

Los jabones á base de sosa son duros y más usados que los de potasa, que son blandos.

Los jabones á base de cal, plomo, etc., son insolubles, y se obtienen por doble descomposición entre estas bases y los jabones alcalinos; por esto se *corta* una disolución de jabón de sosa cuando se añade agua que contenga disueltas sales calcáreas.

435. Preparación.—Los jabones de sosa se obtienen haciendo hervir en una caldera de hierro una lejía débil de dicho álcali, y añadiendo luego poco á poco, y removiendo constantemente, la grasa de que se quiere hacer uso. Cuando la masa está homogénea y blanca se adiciona otra lejía más concentrada para terminar la saponificación, y después que resulta compacta dicha masa se añade una disolución de sal común. Ésta precipita al jabón formado, que queda encima por ser menos denso que el líquido restante, al que se le da salida por un orificio practicado cerca del fondo de la caldera, El jabón obtenido se vierte, todavía caliente, en moldes de madera, en los que se solidifica por enfriamiento y evaporación.

AZÚCARES

436. Composición y división de estos cuerpos.—Los azúcares son compuestos ternarios de carbono, hidrógeno y oxígeno, en los que el número de átomos de hidrógeno es siempre duplo de los de oxígeno. Se dividen en *glucosas* y *sacarosas*.

437. Glucosas $= C_6 H_{12} O_6$.—Estos cuerpos son los aldehidos del alcohol hexatómico $C_6 H_{14} O_6$, llamado *manita*. No cristalizan y fermentan directamente bajo la acción de la levadura de cerveza.

La glucosa común, llamada *azúcar de uva*, es sólida, de color blanco y sabor dulce. Se presenta en granos redondeados que contienen una molécula de agua, y es soluble en este líquido. Su densidad es igual á 1,5, y sus disoluciones son *dextrógiras*.

El ácido nítrico y demás cuerpos oxidantes transforman á la glucosa en ácido oxálico. Se combina con el cloruro sódico, dando lugar á un compuesto cristalino. En caliente reduce las sales de algunos metales, como el oro, plata, mercurio y cobre.

Es muy abundante en el reino vegetal, encontrándose en las uvas, ciruelas, higos y otros muchos frutos maduros; también existe en algunas sus-

tancias animales, como la miel, y el organismo humano enfermo (*diabetes*) la produce en gran cantidad.

438. Sacarosas $= C_{12} H_{22} O_{11}$.—Estos cuerpos están considerados como éteres mixtos, originados por la unión de dos glucosas con eliminación de agua. La mayor parte cristalizan, y en presencia de la levadura de cerveza fermentan difícilmente. Se diferencian de las glucosas en que no reducen, como éstas, el tartrato, cupro-sódico, llamado *reactivo Fehling*, y en que no fermentan con la facilidad que las glucosas.

La sacarosa más importante es el *azúcar de caña*. Este cuerpo es blanco, de sabor dulce agradable y muy soluble en el agua, sobre todo en caliente; también se disuelve, aunque no tanto, en el alcohol hidratado. Cristaliza en prismas romboidales transparentes (*azúcar candi*) de una densidad igual á 1,60.

Por la elevación de temperatura se funde y pierde una molécula de agua, transformándose en una masa vítrea llamada *caramelo;* si continúa la acción del calor se descompone, dejando un residuo muy poroso, llamado *carbón de azúcar*.

Los ácidos diluídos y en caliente y los fermentos transforman este cuerpo en *azúcar invertido*, que es una mezcla de *glucosa* y *levulosa* susceptible de fermentar. El ácido nítrico oxida al azúcar de caña y la transforma en ácido oxálico.

Se encuentra este cuerpo en varios vegetales, y muy especialmente en la remolacha y la caña de azúcar, de donde se extrae por compresión; los líquidos resultantes se purifican luego y se hacen cristalizar por procedimientos cuya descripción no puede tener lugar en estas lecciones.

CAPÍTULO VII

Bases orgánicas.

439. Definición de estos cuerpos y su división.—Reciben el nombae de *bases orgánicas* los compuestos orgánicos que, al reaccionar con los ácidos, originan *sales*. Dichas bases, llamadas generalmente *alcaloides*, pueden ser *naturales* y *artificiales*. Los alcaloides naturales proceden generalmente del reino vegetal, y los artificiales resultan de la sustitución del hidrógeno del amoníaco y de otros hidruros análogos por radicales alcohólicos.

440. Alcaloides naturales.—Estas bases, uniéndose á los ácidos orgánicos, originan diferentes sales, que generalmente se encuentran formadas en el reino vegetal. Esta unión se verifica combinándose directamente el ácido con el alcaloide, y no por sustitución del hidrógeno del ácido, como lo verifican las bases minerales.

Los alcaloides suelen ser cuerpos fijos y cristalizables, de sabor amargo, algo solubles en el alcohol y muy poco en el agua. Todos contienen carbono, hidrógeno, nitrógeno y oxígeno, menos los volátiles, que no contienen este último elemento.

Se les nombra terminando en *ina* la raíz latina del vegetal de donde proceden, ó el nombre de alguna de sus propiedades más salientes. Así, se llama *quinina* á un alcaloide existente en las quinas; *nicotina* á otro que contiene el tabaco; *cafeína* al del café, etc.

Los alcaloides se preparan, generalmente, tratando por los ácidos minerales las partes del vegetal donde existen, en cuyo caso desalojan aquéllos á los ácidos orgánicos y se combinan con los alcaloides: estas sales se descomponen luego por el amoníaco ó carbonato sódico, y el alcaloide se precipita. Este precipitado se trata por un disolvente adecuado para separar los cuerpos extraños, y, por último, se purifica el alcaloide por cristalización.

Se conocen un gran número de alcaloides, cuyas aplicaciones en Medicina son de gran importancia. Los principales son los siguientes:

Morfina y *codeína*, que se extraen del *opio*, el que á su vez se obtiene de las adormideras. Se usan como calmantes.

La *quinina*, que existe en las *quinas*, ó sea la corteza de algunas *rubiáceas*. Las sales de quinina se usan mucho para combatir la fiebre.

La *cafeína* ó *teína*, contenida en el *café* y el *té*.

La *estricnina*, que se extrae de la *nuez vómica*. Es uno de los venenos más activos.

La *nicotina*, que existe en el tabaco.

La *cocaína*, que se obtiene de las hojas de *coca*. Se emplea como anestésico local.

La *atropina*, que se encuentra en la *belladona*. Tiene la propiedad de dilatar la pupila.

La *cicutina*, que procede de la *cicuta*, y es muy venenosa.

Existen, además, otras muchas, como la *aconitina*, *brucina*, *veratrina*, etc., pero son menos importantes.

441. Alcaloides artificiales: Aminas.—Resultan estas bases, según ya indicamos (pág. 91), de la sustitución del hidrógeno del amoníaco por *radicales* electro-positivos *alcohólicos*.

Pueden ser *primarias*, *secundarias* ó *terciarias*, según el número de átomos de hidrógeno sustituído. Si sólo ha intervenido en dicha sustitución una molécula de amoníaco, se les llama *mono-aminas;* si han intervenido dos, *di-aminas;* si tres, *tri-aminas*, etc.

A veces se verifica la sustitución del hidrógeno en el *fosfuro* ó *arseniuro* de dicho metaloide, y en este caso resultan cuerpos análogos á las aminas, llamados, respectivamente, *fosfinas* y *arsinas*.

Todos estos cuerpos se combinan directamente con los ácidos, sin eliminar agua, como lo verifican los alcaloides y el amoníaco, originando sales análogas á las amoniacales.

ANILINA..... $C_6 H_7 N$.

442. Propiedades y obtención.—Esta amina, que es, sin duda, una de las más importantes, proviene de la sustitución de un átomo de hidrógeno del amoníaco por el radical *fenilo* $= C_6 H_5$, por cuya razón se la llama también *fenil-amina*. La estructura de su molécula es, por lo tanto, la siguiente:

$$\text{Anilina} = N \left\{ \begin{array}{l} C_6 H_5 \\ H \\ H \end{array} \right.$$

La anilina es un líquido de aspecto oleaginoso, incoloro, de olor desagradable y más denso que el agua. Es insoluble en este líquido, pero se disuelve fácilmente en el alcohol y en el éter. Hierve á 184° y cristaliza á — 8°.

En contacto del ácido nítrico y demás cuerpos oxidantes, adquiere un hermoso color violeta. Por la acción de otros reactivos produce colores muy variados y de gran aplicación en tintorería.

Se obtiene la anilina reluciendo la *nitro-bencina* por el hidrógeno que resulta al tratar el hierro por el ácido acético.

Las materias colorantes derivadas de la anilina tienen gran uso en la industria tintorera.

CAPÍTULO VIII

Amidas.

443. Constitución de estos cuerpos.—Resultan las *amidas*, según ya indicamos (140), de la sustitución del hidrógeno del amoníaco por *radicales* electro-negativos de *ácidos*.

Su nomenclatura es idéntica á la de las aminas, y se dividen, como aquéllas, en *mono-amidas*, *di-amidas*, etc.

Resultan estos compuestos de la acción de los ácidos sobre el amoníaco, en cuya reacción se eliminan los elementos del agua.

$$\underset{\text{Acido acético.}}{C_2 H_4 O_2} + \underset{\text{Amoníaco.}}{N H_3} = \underset{\text{Acetamida.}}{C_2 H_3 O (N H_2)} + \underset{\text{Agua.}}{H_2 O}$$

Reaccionando á su vez las amidas con el agua, fijan los elementos de este líquido y regeneran el amoníaco y el ácido de donde se derivan, los que, uniéndose, forman una sal amoniacal.

$$\underset{\text{Acetamida.}}{C_2 H_3 O (N H_2)} + \underset{\text{Agua.}}{H_2 O} = \underset{\text{Acetato amónico.}}{C_2 H_4 O_2, N H_3}$$

UREA..... $CO (NH_2)_2$

444. Propiedades y obtención.—Este cuerpo proviene de la sustitución de dos átomos de nitrógeno, en una doble molécula de amoníaco, por el radical divalente *carbonilo* = *CO*.

Es el primer cuerpo orgánico obtenido por síntesis. Se encuentra siempre en la orina del hombre y en la de otros muchos animales.

La urea es sólida, de color blanco y sabor amargo. Cristaliza en prismas rectos estriados de base cuadrada, y tiene por densidad 1,3. Se disuelve bien en el agua, algo en el alcohol y casi nada en el éter. El calor la descompone en amoníaco y ácido cianúrico. Disuelta en la orina, se une espontáneamente á dos moléculas de agua, y se transforma en carbonato amónico, á cuya sal es debido el olor amoniacal que se observa en los urinarios: esta transformación es debida á la descomposición del mucus que contiene la orina, el cual obra en este caso como un fermento.

Se combina directamente con los ácidos, formando sales en que ella hace el papel de base.

La urea se extrae generalmente de la orina. Para ello se trata este líquido, convenientemente concentrado, por ácido nítrico, en cuyo caso se forma una masa cristalina de nitrato de urea. Separada esta sal del resto del líquido, se la pone en digestión con carbonato bárico, y se formará nitrato bárico, urea y anhidrido carbónico; se trata el residuo por alcohol, que sólo disuelve á la urea, y se filtra, evaporando luego el líquido resultante, en cuyo caso cristaliza la urea.

Puede también prepararse la urea artificialmente por medio del cianato potásico.

CAPÍTULO IX

Estudio de algunas sustancias organizadas.

445. División de estos cuerpos.—Las materias organizadas (396) pueden dividirse en dos grupos bien caracterizados. Unas, como el almidón y las gomas, sólo contienen carbono, hidrógeno y oxígeno, y estos dos últimos elementos se hallan además en la relación que figuran en el agua. Otras, como la albúmina y la gelatina, están formadas por dichos elementos y el *nitrógeno*, unidos entre sí en proporciones no bien definidas, y acompañadas muchas veces de pequeñas cantidades de fósforo y azufre; se les da el nombre de *materias proteicas*.

Entre las primeras sólo describiremos la *celulosa*, *almidón*, *dextrina* y las *gomas* más importantes. En el segundo grupo daremos á conocer la *albúmina*, *caseína* y *gelatina*.

CELULOSA..... $C_6 H_{10} O_5$

446.—Existe este cuerpo abundantemente en el reino vegetal, formando las paredes de las células nuevas. El algodón, la medula de saúco, el papel sin cola y los trapos usados, están constituídos por celulosa casi pura.

447. Propiedades.—Es una sustancia sólida, blanca, insoluble en el agua y demás disolventes neutros; se disuelve, no obstante, en amoníaco saturado de hidrato cúprico. Por el calor se carboniza, produciendo varios líquidos y algunos gases combustibles.

Es un cuerpo neutro, y por la acción del ácido sulfúrico concentrado se transforma en dextrina; hervida la materia resultante con agua, se convierte en glucosa.

Si se sumerge en ácido sulfúrico concentrado el papel sin cola, y se retira

inmediatamente y lava con agua abundante, se transforma en una materia transparente parecida al pergamino, llamada por esto *pergamino vegetal*, del que se hace uso en la dialisis (F. 147).

Tratada la celulosa durante un corto tiempo por el ácido nítrico fumante, y lavándola después en mucha agua, resulta después de seca una materia análoga al algodón, que tiene la propiedad de arder rápidamente sin dejar residuo: este producto ha recibido el nombre de *algodón pólvora* y *piroxilina*. Disuelto en una mezcla de éter y alcohol, forma un líquido espeso, llamado *colodión*, muy usado en Cirugía y Fotografía.

Una de las principales aplicaciones de la celulosa es para la fabricación del papel, para lo que se aprovecha la que contienen los trapos viejos, el esparto, cáñamo y otros vegetales.

ALMIDÓN ..... $C_6 H_{10} O_5$

Este cuerpo abunda mucho en el fruto de las gramíneas y de las leguminosas, y también existe en muchos tubérculos y raíces.

448. Propiedades.—El almidón está constituído por infinidad de granos microscópicos, formados por diferentes cubiertas concéntricas. Su color es blanco, y es muy suave al tacto. Es insípido é insoluble en el agua, alcohol y éter.

Por la elevación de temperatura pierde el agua que contiene, y á 200° se transforma en *dextrina*. Calentado con agua á unos 70°, se hincha y convierte en una masa translúcida y gelatinosa, llamada *engrudo*.

Los ácidos diluídos le transforman, en caliente, en dextrina y glucosa, é igual cambio experimenta bajo la acción de la *diastasa*, la saliva, el jugo pancreático y otras sustancias nitrogenadas.

449. Extracción.—El almidón se obtiene, generalmente, de los granos del trigo, maíz ó arroz. Para conseguirlo se hace una masa con harina de trigo y se expone á la acción de un chorro de agua, removiendo á la vez aquélla en todos sentidos; en estas condiciones es arrastrado por el agua el almidón, y queda una sustancia elástica agrisada llamada *gluten*. Recogidas aquellas aguas, se las deja fermentar para que se destruya el gluten que pudieran contener, y después de bien lavado el almidón resultante se le deseca en una estufa.

También puede extraerse este cuerpo de la patata por un procedimiento análogo; el producto recibe en este caso el nombre de *fécula*, teniendo mayor tamaño los granitos que le forman que los del almidón de trigo.

El almidón tiene muchas aplicaciones conocidas de todos, y las féculas

sirven de primera materia para la fabricación del *alcohol de patatas*, que no debe usarse como bebida por contener siempre alguna cantidad de amílico.

DEXTRINA..... $C_6 H_{10} O_5$

450. Propiedades y obtención.—Es un cuerpo sólido, de color blanco-amarillento y de un olor parecido al de la harina tostada. Es muy soluble en el agua, formando con ella una masa espesa y pegajosa; no se disuelve en el alcohol ni en el éter. Es dextrógira, y su composición química es igual á la del almidón, siendo, por lo tanto, un isómero de éste.

Por la acción de los ácidos diluídos se transforma en glucosa, é igual cambio experimenta con la diastasa. El ácido nítrico concentrado la convierte en ácido oxálico.

Se obtiene la dextrina tostando el almidón á una temperatura inferior á 200°, ó bien tratando la fécula por el ácido nítrico diluído, y exponiendo la pasta, reducida á láminas, á la temperatura de 120°.

Se emplea la dextrina para sustituir á la goma arábiga, que es más cara.

GOMAS

451. Propiedades.—Se da el nombre genérico de *gomas* á ciertos jugos exudados por los vegetales, que se endurecen al aire, formando masas traslucientes; tienen la propiedad de disolverse ó hincharse en el agua, dando á este líquido una consistencia mucilaginosa. Su composición química es igual á la del almidón y dextrina, y se las supone formadas por un ácido débil, llamado *gúmico*, unido generalmente á la potasa ó á la cal.

Existen diferentes clases de gomas, siendo entre ellas las más usadas la *arábiga*, segregada por ciertas acacias de la Arabia; la *cerasina* ó goma de Europa, exudada por los cerezos, albaricoqueros, ciruelos, almendros, etc., y la goma *tragacanto*, procedente de varios vegetales del género *astragalus* de Grecia y Persia.

Las gomas, y especialmente la arábiga, tienen muchas aplicaciones por sus propiedades adhesivas.

ALBÚMINA

452. Procedencia y propiedades.—Este cuerpo, en unión del agua, forma casi exclusivamente la clara del huevo, y también se encuentra en una porción de jugos del organismo animal, como el suero de la sangre, el

quilo, la leche, etc. Existe, además, en el zumo de varios vegetales; pero presenta este cuerpo, llamado entonces *albúmina vegetal*, algunas diferencias con la que procede del reino animal.

La albúmina está compuesta de carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y una pequeña cantidad de azufre. Es amorfa, trasluciente y presenta un color blanco-amarillento.

Se disuelve bien en el agua, originando un líquido espeso; el alcohol y el éter no la disuelven.

Las disoluciones de albúmina se *coagulan* por el calor, por la acción de casi todos los ácidos, por el alcohol y por algunas sales metálicas.

La albúmina se combina con las bases, formando albuminatos, siendo solubles únicamente los alcalinos.

453. Obtención.—La albúmina se obtiene generalmente de la clara de huevo, para lo que hay que batir dicha materia á fin de romper las celdillas en que se encuentra aprisionada; filtrando el líquido resultante por un lienzo y evaporándole á unos 40° de temperatura, se obtiene un residuo de albúmina casi puro.

Se usa mucho la albúmina como clarificante por la propiedad que tiene de coagularse en ciertas condiciones, arrastrando consigo las materias colorantes.

CASEÍNA

454. Propiedades y objeción.—Esta sustancia es también nitrogenada y muy parecida á la albúmina coagulada. Existe en la leche de los mamíferos, disuelta á expensas de la sosa y fosfatos alcalinos que contiene dicho líquido.

La caseína es un cuerpo de color amarillento, insoluble en el agua, alcohol y éter, y soluble en los álcalis y sales de reacción básica. Se precipita de sus disoluciones por los ácidos, por la acción del jugo gástrico, por el cuajar de los rumiantes, etc.

Se extrae de la leche hirviéndola en contacto de un poco de vinagre. El precipitado obtenido, llamado *requesón*, se prensa y se le disuelve en agua que contenga un poco de sosa, de cuyo líquido se vuelve á pricipitar la caseína por el ácido acético diluído, lavando, por último, el precipitado con alcohol y éter para separar las grasas que pudiera contener.

La caseína, en unión de la *crema* y demás principios insolubles que contiene la leche, forma la base de los *quesos*.

GELATINA

455. Propiedades y extracción.—Existe en los huesos una sustancia blanda, transparente y elástica, que puede separarse de las sales minerales que la acompañan tratando dichos órganos por el ácido clorhídrico diluído. Dicha sustancia ha recibido el nombre de *oseína*, y tiene la propiedad de transformarse, bajo la acción del agua caliente, en *gelatina*. Este es un cuerpo transparente, que se hincha sin disolverse en agua fría, y se disuelve en este líquido caliente, produciendo al enfriarse una masa movible de la consistencia de jalea; por la desecación se convierte en un cuerpo resistente y duro, llamado *cola*.

Otros tejidos animales, como los ligamentos y tendones, la piel y los cartílagos, contienen materias nitrogenadas análogas á la oseína, y que, como ésta, pueden transformarse en gelatina por la acción del agua caliente.

Las disoluciones de gelatina precipitan por el alcohol y el ácido tánico, formando con este último un compuesto insoluble é imputrescible, en cuya reacción se funda el curtido de las pieles.

La gelatina más pura, llamada *cola de pescado*, se obtiene hirviendo en agua la vejiga natatoria de ciertos *esturiones*.

La gelatina impura ó *cola*, tiene muchas aplicaciones conocidas de todos.

MATERIAS COLORANTES

456. Clasificación y propiedades de estos cuerpos.—Existen diferentes materias, dotadas de colores muy variados, que pueden comunicar su matiz á las fibras textiles y demás cuerpos cuyo aspecto conviene variar.

Estas materias, llamadas *colorantes*, presentan caracteres químicos muy distintos, por lo que no pueden clasificarse atendiendo á la función química que desempeñan, y generalmente se las divide en *naturales* y *artificiales*, agrupándolas además con arreglo al color que en ellas domina.

La mayor parte de las materias colorantes naturales procede del reino vegetal, por más que hay algunas de origen animal y mineral.

Aquéllas son siempre sólidas, inodoras y de un sabor azucarado. Algunas se disuelven en el agua, otras en el alcohol y el éter, y varias en los aceites esenciales. La mayor parte se descomponen por el calor, y casi todas pierden su coloración bajo el influjo de la luz y de los agentes atmosféricos; igual transformación experimentan en contacto de los cuerpos reductores, volviendo muchas á recuperar el color perdido por la influencia del oxígeno y demás cuerpos oxidantes.

Muchas materias colorantes tienen la propiedad de formar compuestos muy estables, generalmente insolubles, al reaccionar con otros cuerpos llamados *mordientes*, como son algunas sales de estaño, plomo, aluminio, etc. En esto se funda el procedimiento general de su extracción, para lo que se tratan por un disolvente adecuado los materiales orgánicos donde existen, y se precipita luego la materia colorante por una de dichas sales; el producto insoluble obtenido, llamado *laca*, se descompone después por un reactivo conveniente.

Entre las materias colorantes naturales, figuran como más importantes el *índigo* y el *tornasol*.

El *índigo ó añil* se extrae de algunos vegetales del género *indigófera*. Para esto se ponen en maceración las hojas de dichos vegetales, en cuyo caso se forma una sustancia llamada *índigo blanco*, que, absorbiendo después el oxígeno del aire, se transforma en el *índigo azul*, cuyo principio colorante ha recibido el nombre de *indigotina*.

El índigo tiene un color azul intenso con reflejos rojizos; es insoluble en el agua, alcohol y éter, pero se disuelve fácilmente en el ácido sulfúrico de Nordhausen, originando un compuesto llamado *sulfato de índigo*, muy usado en tintorería.

El *tornasol* es otra materia colorante azul que se extrae de ciertos líquenes. Pulverizados éstos se mezclan con carbonato potásico y orines, y al cabo de algún tiempo adquiere el líquido un color azul intenso, en cuyo caso se añade creta pulverizada hasta formar una masa pastosa, con la que se hacen pequeños prismas que se desecan á la sombra. Tratados éstos por el agua producen la *tintura de tornasol*, tan usada en Química.

En el tornasol existe, entre otras, una materia colorante roja, llamada ácido *lítmico*, que adquiere color azul al combinarse con las bases; tratado este compuesto por un ácido, cambia inmediatamente su color en rojo por apoderarse el ácido empleado de dichas bases, quedando en libertad el ácido lítmico.

Existen, además de las dos mencionadas, otras muchas materias colorantes naturales, como son la *brasilina*, *curcumina*, *safranina*, *ac. carmínico*, etc., pero su uso va siendo sustituído de día en día por los colores artificiales. Estos corresponden en su mayoría al reino orgánico, y proceden de la *anilina*, *toluidina*, *rosanilina* y sus derivados, cuyos matices pueden variar extraordinariamente por la influencia de ciertos reactivos.

FIN

ÍNDICE DE MATERIAS

LIBRO PRIMERO

QUÍMICA GENERAL

CAPÍTULO PRIMERO

Constitución de los cuerpos.

CAPÍTULO II

Cohesión.

CAPÍTULO III

Afinidad.

CAPÍTULO IV

Leyes de la combinación de los cuerpos.

CAPÍTULO V

Teorías químicas.

CAPÍTULO VI

Nomenclatura química.

CAPÍTULO VII

Clasificaciones químicas.

QUÍMICA DESCRIPTIVA

LIBRO SEGUNDO

METALOIDES

CAPÍTULO PRIMERO

Hidrógeno.

CAPÍTULO II

Metaloides halógenos.

CAPÍTULO III

Metaloides anfígenos.

CAPÍTULO IV

Metaloides nitrogenoideos.

CAPÍTULO V

Metaloides carbonoideos.

LIBRO TERCERO

METALES

CAPÍTULO PRIMERO

Propiedades generales de los metales y de sus compuestos más importantes.

ARTÍCULO PRIMERO.

METALES Y ALEACIONES

ARTÍCULO II

ÓXIDOS Y SULFUROS METÁLICOS

ARTÍCULO III

SALES

ARTÍCULO IV

CARACTERES DE LAS SALES MÁS IMPORTANTES

CAPÍTULO II

Metales comunes.

CAPÍTULO III

Metales intermediarios.

CAPÍTULO IV

Metales preciosos.

LIBRO CUARTO
QUÍMICA ORGÁNICA

CAPÍTULO PRIMERO
Nociones generales.

CAPÍTULO II
Carburos de hidrógeno.

CAPÍTULO III
Alcoholes.

CAPÍTULO IV
Aldehidos.

CAPÍTULO V
Ácidos.

CAPÍTULO VI
Éteres.

CAPÍTULO VII

Bases orgánicas.

CAPÍTULO VIII

Amidas.

CAPÍTULO IX

Estudio de algunas sustancias organizadas.

OBRAS DEL MISMO AUTOR

Elementos de Física y Nociones de Meteorología.—Segunda edición.—Aprobada por la Real Academia de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales.—Un tomo en 4.° de 609 páginas, con 634 grabados y un cromo intercalados en el texto..... **13 ptas.**

La Electricidad y sus principales aplicaciones.—Un tomo en 4.° menor con 430 páginas y 193 grabados intercalados en el texto. (Agotada.)..... 8 »